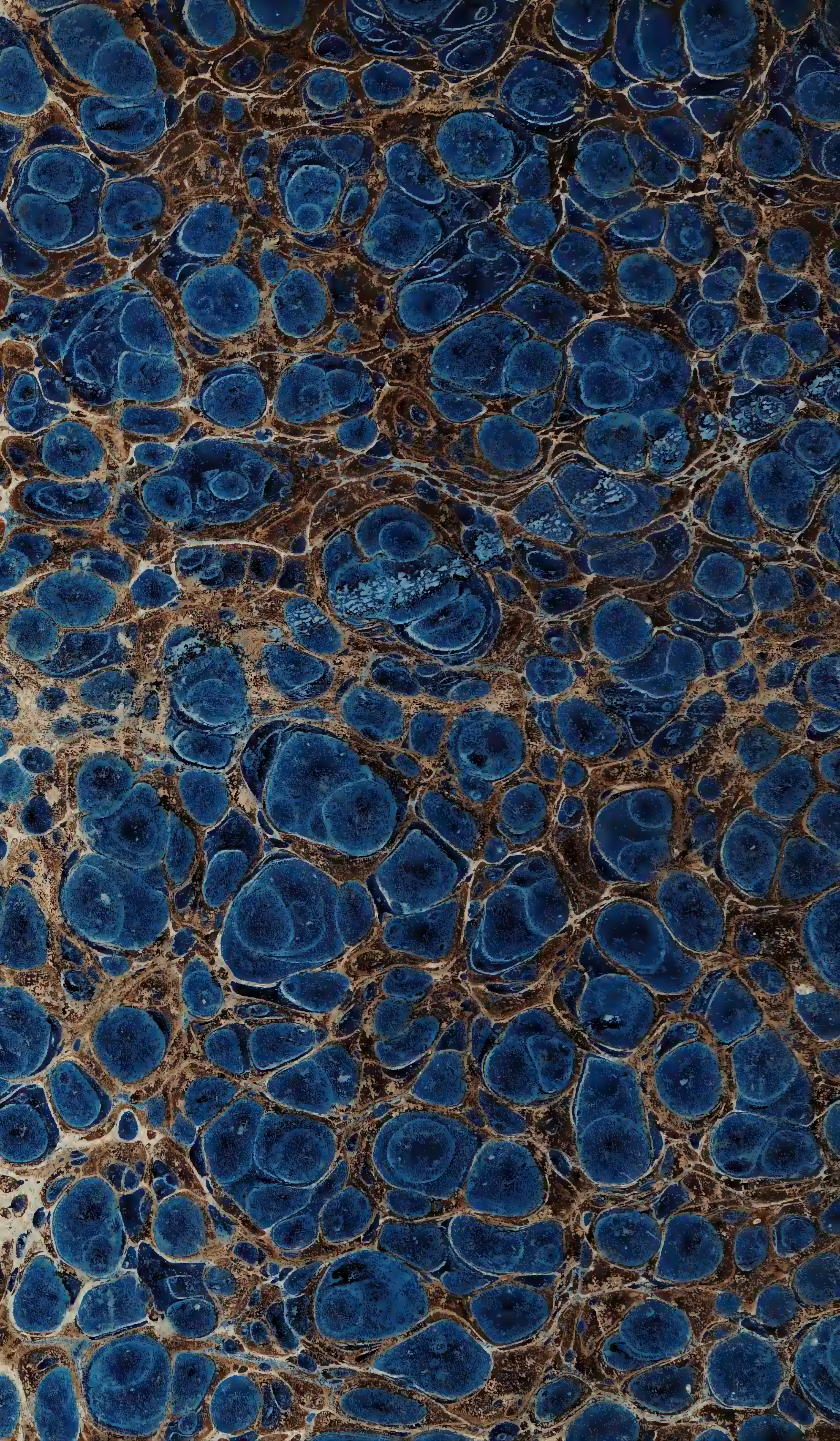
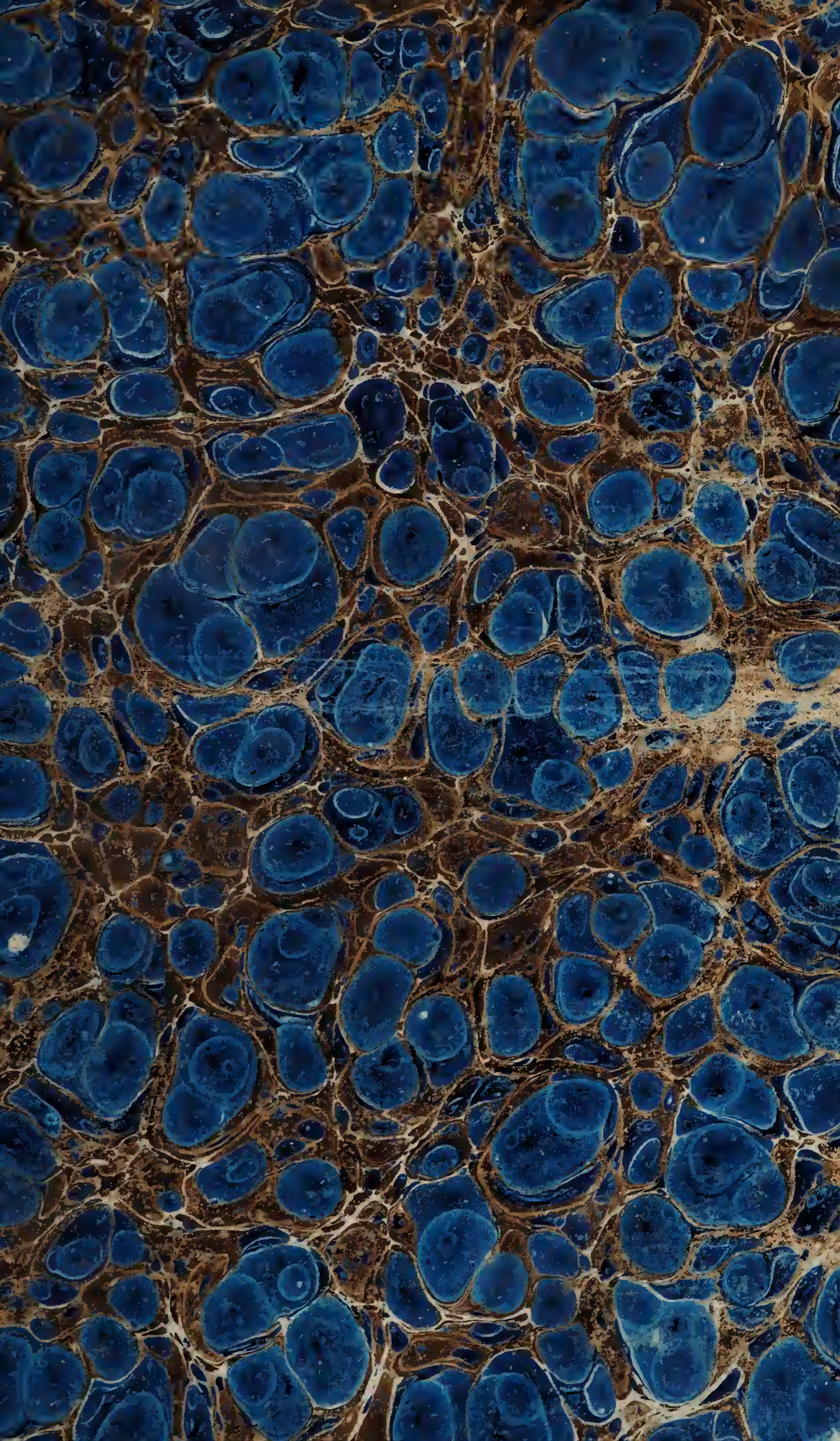






COURS

DES

SCIENCES PHYSIQUES.

COURS DES SCIENCES PHYSIQUES

A L'USAGE

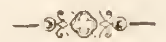
DES ÉLÈVES DE PHILOSOPHIE,

RÉDIGÉ D'APRÈS LE PROGRAMME DU BACCALAURÉAT ÈS-LETTRES DU 14 JUILLET 1840,

PAR

A. BOUCHARDAT,

Docteur en médecine et Agrégé de la Faculté de médecine de Paris,
Pharmacien en chef de l'Hôtel-Dieu.



CHIMIE,

Avec ses principales applications aux arts et à l'industrie, ornée de 52 figures gravées sur bois et intercalées dans le texte.

PARIS,

GERMER BAILLIÈRE, LIBRAIRE ÉDITEUR,

17, RUE DE L'ÉCOLE-DE-MÉDECINE.

1842.



Paris. — Imprimerie de BOURGOGNE et MARTINET, rue Jacob, 30.

BACCALAURÉAT ÈS-LETTRES.

PROGRAMME DU 14 JUILLET 1840.

QUESTIONS DE CHIMIE *.

37. Qu'est-ce qu'un corps simple? 1. — Qu'est-ce qu'un corps composé? 2. — Énumérer et classer les corps simples. 8. — Exposer les principes sur lesquels repose la nomenclature chimique. 9 à 17.

38. Qu'est-ce que l'affinité chimique? 2. — En quoi diffère-t-elle de la cohésion? 3. — Définir l'analyse et la synthèse. 6. — Qu'entend-on par équivalents chimiques? 19 à 25.

39. Faire connaître les principes de l'air atmosphérique et le rôle que ce fluide joue dans les phénomènes de la combustion et de la respiration. 26 à 42.

40. Quelle différence y a-t-il entre les métalloïdes et les métaux? 42. — Exposer les propriétés qui distinguent l'hydrogène, le carbone, le phosphore, le soufre, le chlore, l'iode. 43 à 86.

41. Des caractères qui permettent de reconnaître les métaux les plus utiles 152 à 193.

42. Comment distingue-t-on en général les oxides des acides? 87.

43. Indiquer la composition et les propriétés les plus saillantes des principaux oxides et des principaux acides, 87 à 152. 202 à 250.

44. Qu'est-ce qu'un sel? 263 — Qu'entend-on par sel neutre, sel acide, sel alcalin? 264. — Caractères des principaux genres de sels, 264 à 276

* Nous avons suivi les numéros d'ordre des questions de physique, traitées dans le premier volume.

Les chiffres qui se trouvent à la suite de chaque question indiquent la page où elle est traitée.

45. Quelles sont les propriétés de quelques uns des sels les plus employés, tels que le sel marin, le salpêtre ou nitrate de potasse, le plâtre ou sulfate de chaux, l'alun, le carbonate de chaux, le phosphate de chaux? 277 à 317.

46. Que se passe-t-il lorsqu'un sel est décomposé par un acide, 274, ou par une base, 273, ou par un métal? 271.

47. Quels sont les éléments des matières organiques? 348. — Comment se fait-il qu'un petit nombre d'éléments puisse produire un très grand nombre de matières organiques? 348, 423.



PRÉFACE.

Je publie aujourd'hui la seconde partie du *Cours des sciences physiques* comprenant la *Chimie*.

Je me suis moins attaché à approfondir telle ou telle partie des connaissances chimiques qu'à exposer aux jeunes élèves les principes fondamentaux de la science, qui leur serviront de guide lorsqu'ils voudront acquérir des notions plus complètes. J'ai fait tous mes efforts pour présenter avec détail et clarté ces grandes découvertes qui ont élevé la chimie, vers la fin du siècle dernier, au rang des sciences les plus belles. Les expériences de la décomposition de l'eau et de l'air formeront une époque à jamais mémorable, et je suis convaincu que le temps effacera bien des gloires éphémères qu'on croit aujourd'hui impérissables, et que les générations à venir, lorsqu'elles voudront parler de faits de cette période, diront : telle chose est arrivée dans le *siècle de Lavoisier*. Cette croyance montre quelle vénération m'inspirent les travaux de notre illustre chimiste. Aussi, lorsqu'il s'est agi de faire connaître les grandes expériences qu'il a exécutées, j'aurais cru manquer au respect que ces recherches m'inspirent en changeant la moindre expression; j'ai religieusement rapporté les passages où ces découvertes sont consignées; mais je n'ai pas négligé pour cela de relater également les résultats obtenus

par les dignes continuateurs de Lavoisier, qui nous donnent les moyens d'atteindre une plus grande précision dans les déterminations numériques.

Pour composer ce volume, j'ai consulté tous les ouvrages classiques de chimie, et en particulier ceux de MM. Berzélius, Thénard, Chevreul, Dumas, Orfila, Liébig, Girardin, Grosourdy, etc., et les recueils les plus accrédités, *Comptes rendus de l'Académie des sciences*, *Annales de chimie et de physique*, etc.

Dans l'ouvrage que je publie, j'ai cherché, lorsque l'occasion s'en est présentée, à rappeler au jeune élève qui termine ses études humanitaires, des souvenirs qui sont encore fraîchement gravés dans sa mémoire; ainsi je me suis toujours efforcé de présenter un précis aussi rapide qu'exact des connaissances des Anciens dans les différents arts chimiques. Comme mon but n'est pas de faire des savants, mais de préparer les jeunes gens à entrer dans le monde, j'ai rattaché à la chimie toutes les applications qui viendront se présenter à chaque pas dans la vie; j'ai la ferme espérance que mes jeunes lecteurs trouveront plus d'une occasion d'appliquer utilement les connaissances qu'ils auront puisées dans cette étude. Je n'ai pas non plus perdu l'occasion de leur faire remarquer que plus on pénètre profondément dans les mystères des sciences physiques. plus on admire la sagesse infinie de celui qui préside à toutes choses.

CHIMIE.

PREMIÈRE PARTIE.

CHIMIE INORGANIQUE.

---

§ I. Notions générales.

Définition de la chimie. — Il est bien difficile de donner une définition exacte d'une science aussi vaste que celle qui va nous occuper ; cependant l'on peut dire que, dans l'état actuel de nos connaissances, la Chimie est cette science qui nous fait connaître la nature des corps et la manière dont ils se comportent les uns à l'égard des autres. Le chimiste étudie la constitution intime des corps ; il pénètre pour ainsi dire dans leur intérieur pour en isoler les divers principes. Mais là ne se borne pas sa puissance ; il peut encore, par une série de merveilleuses transformations, reproduire les composés qu'il a détruits, faire sortir l'ordre du chaos, et donner ainsi une faible image de la puissance infinie de notre divin créateur. Ce qui peut augmenter encore l'irrésistible attrait que cette étude inspire, c'est le caractère d'utilité qui se rattache bien vite à toutes les recherches chimiques. L'hygiène publique, la médecine, un grand nombre d'industries, viennent à l'envi réclamer les secours et s'éclairer des lumières de la chimie.

Corps simples et corps composés. — Il existe dans la

nature deux séries de corps : les corps simples, qui sont en plus petit nombre, et les corps composés, qui forment presque à eux seuls tous les corps de la nature.

Les corps simples sont ceux chez lesquels on n'est pas encore parvenu à retirer plus d'une seule substance ; tels sont le soufre, le fer, le plomb, l'oxigène, l'hydrogène, etc. Ces corps simples sont aujourd'hui au nombre de cinquante-quatre, et ce sont eux qui, combinés deux à deux, trois à trois, etc., forment tous les corps composés.

Tous les corps simples et composés sont formés d'une multitude de petites parties qu'on peut appeler molécules, atomes ou particules : faisons remarquer pourtant que cette dernière dénomination s'applique plus spécialement aux molécules des corps simples. Afin de ne pas confondre ces deux sortes de molécules, on a désigné sous le nom d'atomes intégrants ceux de tous les corps simples, et d'atomes constituants ceux de tous les corps composés.

DE L'AFFINITÉ CHIMIQUE. — Lorsqu'on met deux corps simples en contact l'un avec l'autre dans de certaines circonstances, on remarque qu'ils s'unissent et que de cette union résulte un composé qui ne ressemble ni à l'un ni à l'autre des corps simples employés. C'est à cette union, à ce phénomène, qu'on donne le nom de *combinaison.* Ainsi, quand on fait chauffer dans un creuset quarante parties de plomb et dix de soufre, on obtient un composé homogène dans lequel on ne découvre plus ni le plomb, ni le soufre, mais dont chaque molécule, quelque fine qu'elle soit, contient proportionnellement la même quantité de plomb et de soufre.

Tous les corps ne se combinent pas les uns avec les autres dans les circonstances ordinaires, parce que différentes causes s'y opposent ; seulement on peut dire que tous tendent à se combiner. On explique cette tendance à la combinaison en admettant une force inhérente aux molécules ou atomes de la matière, et qu'on a appelée *attrac-*

tion moléculaire ou *atomique*. Cette attraction prend différents noms, selon qu'elle a lieu entre des atomes similaires ou des atomes de nature différente : dans le premier cas, on l'appelle *cohésion*, et, dans le second, *affinité*.

COHÉSION. — La cohésion, comme nous venons de le dire, étant cette force qui unit les atomes de même nature, c'est-à-dire les atomes intégrants d'un corps, doit être d'autant plus grande que l'effort nécessaire pour désunir les particules ou atomes de ce corps sera lui-même plus grand ; il suit de là qu'elle est presque insensible dans les gaz, qu'elle est faible dans les liquides, et plus ou moins grande dans les solides. C'est cette force qui s'oppose le plus à la combinaison des corps. En effet, tant que la cohésion l'emporte sur l'affinité, la combinaison ne peut avoir lieu ; ce qui explique pourquoi les corps solides ne se combinent que très rarement. Soit du plomb et du soufre dont la cohésion pourra être représentée par 7, et dont l'affinité des particules du soufre pour celles du plomb ne le sera que par 6 ; il est évident que la combinaison n'aura pas lieu ; mais vient-on par un moyen quelconque à diminuer la cohésion, bientôt la combinaison s'opère. Aussi la chaleur, ayant pour effet de fondre le plomb, par conséquent de diminuer sa cohésion, devient-elle un excellent moyen pour favoriser sa combinaison avec le soufre.

AFFINITÉ. — L'affinité est cette force qui agit sur les atomes de nature différente. Tous les corps ne jouissent pas les uns pour les autres du même degré d'affinité ; ainsi, par exemple, si l'on chauffe du cinabre (composé de soufre et de mercure) avec du fer, celui-ci s'emparera du soufre, et mettra à nu le mercure, qui se volatilisera ; ce qui prouve que le soufre a plus d'affinité pour le fer que pour le mercure. On nomme quelquefois cette affinité *élective*, en raison du choix que certains corps font de certains autres.

L'affinité peut être modifiée de différentes manières :

1° *Par la quantité d'un corps mis en présence d'un*

autre. Exemple : si l'on fait passer un courant d'acide sulfhydrique dans une dissolution de carbonate de potasse (acide carbonique et potasse), on voit bientôt se produire un dégagement d'acide carbonique pendant que le gaz sulfhydrique se combine à la potasse. Fait-on l'opération inverse, on voit que le dégagement n'est plus que de l'acide sulfhydrique pendant que l'acide carbonique se combine à la potasse. Dans ce cas, il faut bien admettre une affinité plus grande de l'un des acides pour la potasse, et l'expérience prouve que c'est l'acide carbonique; mais en raison du courant continu d'acide sulfhydrique, la décomposition a lieu, puisque l'acide carbonique se dégageant ne peut contre-balancer les effets du premier acide.

2° *La quantité relative des corps entre lesquels la combinaison peut avoir lieu influe beaucoup sur l'affinité.* Supposons un corps A capable de s'unir en trois proportions à un autre corps B de manière à former, 1° un corps A B, 2° un autre A B B, et un troisième A B B B. On remarque alors que le corps B tient d'autant plus au corps A qu'il y est en plus petite quantité par rapport à l'autre. Ainsi, dans de certaines circonstances, le corps A B B B pourra perdre du corps B jusqu'à ce que le corps soit devenu A B B. Ce dernier corps lui-même pourra perdre, mais plus difficilement, du corps B pour devenir A B. Enfin, ce n'est que très difficilement qu'on pourra défaire la combinaison A B ; ce qui se rapporte à ce que nous avons dit. L'eau et le bi-oxide d'hydrogène nous offrent un exemple de ce que nous venons d'avancer : dans l'eau, il y a un volume d'oxigène uni à deux d'hydrogène ; dans le bi-oxide d'hydrogène, il y a deux volumes d'oxigène pour deux d'hydrogène. Chauffe-t-on seulement ce dernier composé, que bientôt la moitié de l'oxigène quitte la combinaison, tandis qu'il ne reste que de l'eau, que la chaleur ne décompose plus.

3° *Lorsqu'un corps est combiné à un autre corps, son action sur un troisième corps est nulle ou presque nulle.*

Exemple : le bisulfate de potasse, formé de deux fois autant d'acide sulfurique que le sulfate neutre de potasse, rougit moins la teinture de tournesol que ne le ferait l'acide libre ; le sulfate neutre ne la rougit même pas.

4° Nous avons vu plus haut que *la cohésion influait aussi puissamment sur l'affinité.*

5° *Le calorique n'a pas toujours la même influence sur l'affinité.* Ainsi, quelquefois il décompose des combinaisons sans pouvoir les reproduire ; d'autres fois il augmente l'affinité : dans le premier cas, c'est en éloignant les atomes et diminuant l'attraction ; tel est le deutoxide de chlore, que la chaleur décompose en chlore et en oxigène : dans le second, c'est en diminuant la cohésion, comme nous l'avons vu précédemment à l'article *Cohésion*. Cependant le calorique agit quelquefois différemment. En effet, que l'on fasse un mélange d'oxigène et d'hydrogène, dans lequel on fera arriver une étincelle électrique, ou dans lequel on plongera une bougie allumée ; aussitôt une détonation produite par la combinaison aura lieu. Or, dans ce cas on ne peut pas attribuer la combinaison aux deux raisons précédentes ; mais on admet que la chaleur détermine dans les gaz deux états opposés d'électricité, d'où résulte la combinaison.

6° *L'affinité est souvent déterminée par l'état électrique des corps.* — On sait en effet que deux corps électrisés de la même manière se repoussent, pendant que deux corps électrisés différemment s'attirent.

7° *L'affinité est encore modifiée par la densité des corps.* — Quand deux corps ont une densité différente, le corps le plus lourd gagne le fond, et alors on conçoit que le mélange étant moins intime, la combinaison ne doit point se faire, ou se faire très lentement.

8° *Enfin, la pression influe aussi souvent sur l'affinité.* — Elle agit sur les gaz en sens inverse de la chaleur. Soit un morceau de marbre composé de chaux et d'acide

carbonique que l'on chauffe. Si l'opération se fait en vase ouvert, la chaleur chassera l'acide carbonique, et la chaux restera pure; mais si on agit dans un canon de fusil hermétiquement fermé, l'acide carbonique comprimé ne se séparera pas, ou bien se recombinera à la chaux pendant le refroidissement. L'acide carbonique ne se dissout qu'en faible proportion dans l'eau; mais si on le comprime sur de l'eau, celle-ci peut s'en charger de cinq à six fois son volume; vient-on après à faire cesser la pression, alors l'acide reprend son état élastique, et se dégage en faisant mousser l'eau, comme on peut le voir dans une eau gazeuse.

Moyennant la connaissance de ces diverses propositions, et bien que nous ne puissions rapporter ici toutes les causes qui modifient l'affinité, on peut facilement comprendre presque tous les phénomènes chimiques. Nous dirons seulement en thèse générale que quand les corps s'unissent, il se produit presque toujours de la chaleur, et quelquefois même de la lumière.

De l'analyse et de la synthèse. — Un corps étant donné, on peut dans une foule de cas, au moyen d'autres corps et de forces suffisantes, parvenir à le décomposer. Cette manière d'opérer est appelée *analyse*, pendant qu'on donne le nom de *synthèse* aux opérations habituelles qui ont pour but de réunir des corps simples pour en former un composé. Rendons-nous clair par un exemple : si on prend de la craie, que tout le monde connaît, et qu'on la calcine fortement dans une cornue, on obtient du gaz acide carbonique et de la chaux vive ; ces deux principes constituants sont mis en liberté. On a fait l'analyse de cette substance par la simple calcination. Si, d'un autre côté, après avoir recueilli avec soin le gaz dégagé pendant la calcination de la craie, on le remet en présence de la chaux vive dans des conditions favorables, il ne tarde pas à s'y unir, et à reproduire ainsi la craie primitivement détruite. Cette reproduction est la *synthèse*, et cette seconde opération sert, comme on le voit, de

preuve à la première, en démontrant que la craie est bien un composé *binaire,* qui a pour principes constituants la chaux et le gaz particulier qu'on nomme *acide carbonique.*

On peut donc dire avec raison que l'*analyse* est l'art de décomposer les corps, et la *synthèse* celui de les recomposer. Toute la science chimique consiste dans ces deux opérations fondamentales : *analyser* et *composer.* Pour pratiquer l'analyse, on fait usage d'agents et de réactifs. Tout corps qui, d'une manière quelconque, donne le moyen d'opérer la séparation des parties constituantes d'un composé, se nomme un *agent.* Ainsi, dans l'exemple précédent, la chaleur est un véritable agent d'analyse ; mais si, au lieu de chercher à isoler les principes qui forment un composé, on se borne à constater leur présence, on emploie alors des corps qui par leurs réactions sur chacun des principes font apparaître une de leurs propriétés distinctives et permettent ainsi de discerner leur nature différente. On donne le nom de *réactif* aux corps qui sont employés dans ce but.

Nous ne devons pas quitter les considérations sur la force qui unit les corps sans parler ici de ce phénomène connu sous le nom de *cristallisation.* Lorsqu'un corps passe lentement de l'état gazeux ou liquide à l'état solide, on remarque que ses atomes se réunissent par les faces qui se conviennent le mieux, de manière à donner naissance à un solide régulier, offrant la même forme pour chaque corps, et auquel on a donné le nom de cristal ; le phénomène qui le produit est appelé cristallisation. Pour que la cristallisation s'opère bien, il est essentiel que le refroidissement soit lent et régulier ; un refroidissement trop brusque donnerait lieu à la formation d'une masse confuse que l'on nomme *précipité.* La cristallisation s'opère tantôt par l'intermède du feu, tantôt par celui des liquides.

1° Par l'intermède du feu, on opère de deux manières : quand le corps est volatil, on le chauffe, et la vapeur qui se forme est reçue sur un corps plus froid que le foyer d'où

la vapeur s'est formée, et où elle se condense en affectant la forme de cristaux; si le corps est fusible sans être volatil, on le fond dans un têt, on le laisse refroidir lentement; et lorsqu'il s'est formé une croûte à sa surface, on la perce, et l'on décante les parties encore liquides qui laissent à nu celles qui se sont cristallisées.

2° Par l'intermède des liquides la cristallisation s'obtient encore par deux procédés. Tantôt la substance est dissoute à chaud, et cristallise par le refroidissement du liquide; tantôt la dissolution saturée à froid est abandonnée à une évaporation spontanée; le liquide en s'évaporant laisse déposer les cristaux.

Remarquons ici que les cristaux contiennent le plus souvent une certaine quantité d'eau qu'on nomme *eau de cristallisation.*

ÉNUMÉRATION ET CLASSIFICATION DES CORPS SIMPLES; EXPOSITION DES PRINCIPES SUR LESQUELS REPOSE LA NOMENCLATURE. — Les anciens ne connaissaient que quatre corps simples, ou quatre substances élémentaires : la terre, le feu, l'air et l'eau; mais ces prétendus éléments ne sont, au moins pour ce qui regarde la terre, l'air et l'eau, que des corps que la chimie moderne nous a appris à décomposer. Nous possédons aujourd'hui cinquante-quatre éléments. Nous allons donner ici le nom de tous les corps simples connus, et nous allons les présenter de telle manière que chaque corps est électro-négatif par rapport à ceux qui le suivent, et électro-positif par rapport à ceux qui le précèdent. Les corps simples sont au nombre de cinquante-quatre, savoir :

oxigène,	sélénium,	carbone,	or,
fluor,	phosphore,	bore,	hydrogène,
chlore,	arsenic,	silicium,	osmium,
brome,	molybdène,	colombium,	iridium,
iode,	vanadium,	titane,	rhodium,
azote,	chrome,	antimoine,	platine,
soufre,	tungstène,	tellure,	palladium,

mercure,	cérium,	zirconium,	calcium,
argent	cobalt,	thorium,	strontium,
cuivre,	nickel,	aluminium,	barium,
uranium,	fer,	yttrium,	lithium,
bismuth,	cadmium,	glucinium, etc.	sodium,
étain,	zinc,	magnésium,	potassium.
plomb,	manganèse,		

Les corps simples sont divisés en deux grandes séries : la première comprend l'oxigène, l'hydrogène, le carbone, le bore, le silicium, le phosphore, le soufre, le sélénium, le chlore, le brome, l'iode, le fluor, l'azote. Ces corps ont pour caractères communs de conduire mal la chaleur et l'électricité ; on les désigne sous le nom de *métalloïdes*. Tous les autres au contraire conduisent bien la chaleur et l'électricité ; on les appelle *métaux*. On remarque que généralement les métalloïdes s'unissent bien aux métaux, et qu'ils sont électro-négatifs par rapport à ces derniers.

NOMENCLATURE CHIMIQUE. — La nomenclature chimique actuellement adoptée est une œuvre admirable qui ne date que de la fin du XVIII[e] siècle. Les noms anciennement employés pour désigner les produits chimiques étaient enfantés par le caprice : chacun donnait au composé qu'il découvrait le nom que son imagination lui suggérait, et très peu d'entre eux avaient une signification appropriée à la nature des corps qu'ils devaient faire connaître ; les apparences physiques les plus légères suffisaient pour légitimer le choix des noms. Ainsi il y avait des *fleurs* d'antimoine, de zinc, de benjoin ; des *beurres* d'antimoine, d'étain ; des *huiles* de vitriol, de tartre par défaillance ; et rien ne ressemble moins à des fleurs, à des beurres ou des huiles que ces divers produits. Outre la bizarrerie de ces noms, un inconvénient beaucoup plus grave, était le nombre considérable des synonymies, qui s'accroissait continuellement, et qui produisait une véritable confusion des langues. Ainsi le produit que nous connaissons sous le nom de *sulfate de potasse* se nommait tantôt *arcanum duplicatum*,

tantôt *sel duobus*, tantôt enfin *sel polychreste de Glaser.* On peut juger par la singularité de ces divers noms de ce qu'était l'ancien langage chimique et des difficultés que devaient éprouver les élèves et les professeurs pour retenir une synonymie aussi compliquée. La nomenclature actuelle est un chef-d'œuvre de clarté; elle repose sur un petit nombre de règles bien précises. Son adoption a certainement contribué aux progrès que la chimie a faits depuis un demi-siècle. On conçoit sans peine qu'un langage analytique aussi précis, qui n'admet rien d'arbitraire, qui non seulement s'adapte aux faits connus, mais prévoit, pour ainsi dire, les découvertes à venir, a dû, en servant de lien commun aux savants de tous les pays, contribuer à rendre plus faciles leurs rapports mutuels. L'idée première de la nomenclature appartient à Guyton de Morveau, qui présenta son projet à l'Académie des sciences. Cette société désigna Lavoisier, Berthollet et Fourcroy, pour l'examiner. La nomenclature méthodique qui parut en 1787 fut l'œuvre commune de ces quatre illustres chimistes : elle fut bientôt adoptée par les savants de tous les pays.

Avant de terminer ce précis historique, rappelons quelques unes des paroles mémorables de Lavoisier sur la nomenclature chimique. « C'est, dit-il, en m'occupant de ce travail que j'ai mieux senti que je ne l'avais encore fait jusqu'alors l'évidence des principes qui ont été posés par Condillac dans sa *Logique* et dans quelques autres de ses ouvrages. Il y établit que *nous ne pensons qu'avec le secours des mots;* que *les langues sont de véritables méthodes analytiques;* que *l'algèbre la plus simple, la plus exacte et la mieux adaptée à son objet de toutes les manières de s'énoncer, est à la fois une langue et une méthode analytique;* enfin, que *l'art de raisonner se réduit à une langue bien faite.*

» L'impossibilité d'isoler la nomenclature de la science et la science de la nomenclature tient à ce que toute science

physique est nécessairement formée de trois choses : la série des faits qui constituent la science, les idées qui les rappellent, les mots qui les expriment. Le mot doit faire naître l'idée, l'idée doit peindre le fait; ce sont trois empreintes d'un même cachet; et comme ce sont les mots qui conservent les idées et qui les transmettent, il en résulte qu'on ne peut perfectionner le langage sans perfectionner la science, ni la science sans le langage, et que, quelque certains que fussent les faits, quelque justes que fussent les idées qu'ils auraient fait naître, ils ne transmettraient encore que des impressions fausses si nous n'avions pas des expressions exactes pour les rendre. »

Exposons maintenant les principes de la nomenclature chimique actuelle. Pour les corps simples, les noms sont indépendants de toute règle; ils doivent seulement se prêter facilement à la composition de noms plus complexes; c'est pour les corps composés, que la nomenclature méthodique est admirable, son usage a rendu à la science d'immenses services et en facilite singulièrement l'étude.

Il est une loi génerale des combinaisons avec laquelle la nomenclature actuellement en usage est presque toujours d'accord, et qu'il serait convenable d'observer toujours, que nous allons développer avant d'entrer dans les détails. Deux, trois, quatre corps simples ou éléments, et très rarement plus, entrent dans la composition des corps composés; mais, quel que soit le nombre des éléments, il paraît généralement vrai que les corps simples sont unis seulement par deux forces antagonistes qui se neutralisent. Les analyses que nous pouvons facilement effectuer au moyen de la pile voltaïque nous offrent une représentation aussi simple qu'élégante de cette manière de voir. Les deux pôles d'une pile en activité peuvent nous représenter deux forces antagonistes. Quand un composé binaire est placé dans la sphère d'activité de cette pile, un des éléments de ce décomposé se rend à un pôle, l'autre gagne

le pôle opposé. Quand un composé ternaire est soumis à la même influence et que l'action est convenablement modérée, à chaque pôle se rend une combinaison binaire ayant des propriétés antagonistes. Il en est de même pour un composé quaternaire, et successivement. Ainsi nous pouvons considérer un composé, quel que soit le nombre de ses éléments, comme formée de deux corps simples ou de deux composés antagonistes. On forme la nomenclature du composé en formant le nom du genre avec le nom de l'élément électro-négatif ou celui qui se rend au pôle positif de la pile, et le nom spécifique avec l'élément électro-positif.

Le principe essentiel de la nomenclature des corps composés est de donner une idée exacte de la nature d'un corps en énonçant son nom.

Combinaisons binaires de l'oxigène. — Le nombre, l'importance des combinaisons de l'oxigène, et l'espèce de prépondérance exclusive que lui ont accordée les fondateurs de la nomenclature, nous engagent à commencer par exposer la nomenclature des combinaisons binaires de l'oxigène. Pour former le nom du composé, voici les différentes conditions auxquelles on a eu égard : 1° l'acidité ou la non-acidité du composé ; les composés oxigénés qui rougissent la teinture de tournesol sont considérés comme acides et nommés *oxacides ;* les composés oxigénés qui n'ont point d'action sur cette couleur sont nommés *oxides ;* 2° la nature du corps qui est uni à l'oxigène ; 3° les différentes proportions suivant lesquelles ces corps sont susceptibles de s'unir entre eux. Ainsi lorsqu'on veut désigner une combinaison binaire de l'oxigène qui est acide, on emploie d'abord le nom générique d'oxacide, ou, par abréviation, simplement le nom d'*acide*. Le nom spécifique est formé par le nom du corps simple qui est uni à l'oxigène ; ce nom est ordinairement latinisé. En terminant ce mot par les désinences *ique* ou *eux*, ou le faisant pré-

céder par la préposition *hypo*, on indique les diverses proportions suivant lesquelles ce corps simple est uni à l'oxigène. On est convenu que la terminaison *ique* indique plus d'oxigène que la terminaison *eux*, et enfin que la préposition *hypo* exprime toujours une proportion d'oxigène plus faible que le mot spécifique terminé en *ique* ou en *eux*. Pour éclaircir cette explication, citons un corps qui peut former avec l'oxigène quatre combinaisons qui peuvent être distinguées par les désinences et la préposition.

Le soufre forme avec l'oxigène 4 acides; j'inscris d'abord pour les 4 le nom *acide*; en prenant le nom *sulfur* et en y ajoutant la terminaison *ique*, nous avons le nom *acide sulfurique;* il indique la combinaison de l'oxigène qui contient le plus de soufre. En joignant la préposition *hypo* au mot sulfurique, nous formons le nom d'*acide hyposulfurique*, et nous désignons ainsi l'oxacide le plus oxigéné du soufre après le précédent. En changeant la terminaison en *ique* par la terminaison en *eux*, nous formons le nom d'*acide sulfureux*, qui désigne l'oxacide qui contient le plus d'oxigène après le précédent. Enfin, en joignant la préposition *hypo* à *sulfureux*, nous formons le nom d'*acide hyposulfureux*, qui indique l'oxacide du soufre le moins oxigéné.

Nomenclature des oxides binaires non acides. — Lorsqu'un corps ne forme qu'une seule combinaison avec l'oxigène, on la désigne en énonçant le nom générique d'oxide, puis le nom du corps qui est uni à l'oxigène; par exemple, on dit oxide d'aluminium pour désigner l'unique combinaison de ce métal avec l'oxigène; dans le cas où un corps s'unit en plusieurs proportions avec l'oxigène, on fait précéder le mot oxide des particules dérivées du grec : *proto* pour le premier degré, *deuto* pour le second degré, *trito* pour le trosième, et enfin *tetr* pour le quatrième degré d'oxidation; on désigne quelquefois l'oxide le plus oxigéné par le mot de *peroxide*. M. Berzélius, considérant que,

d'après cette méthode, on assigne des noms qui ne sont exacts qu'eu égard à nos connaissances du moment, et que ces noms sont peu maniables dans la nomenclature des combinaisons plus complexes, emploie le même principe que nous avons indiqué pour désigner les divers degrés d'oxidation dans les acides ; il désigne par la terminaison en *eux*, l'oxide contenant le moins d'oxigène ; ainsi oxide ferreux indique l'oxide qui contient le moins d'oxigène, et oxide ferrique celui qui en contient le plus. En faisant précéder le mot oxide des prépositions *sus, sous* et *sur*, on peut indiquer un grand nombre de combinaisons différentes.

Nomenclature des composés binaires non oxigénés. — Quand ces composés sont acides, on énonce d'abord le mot acide, puis un nom qui rappelle l'élément électro-négatif; ainsi pour chlore chloro, brome bromo, etc. ; puis le nom qui rappelle le nom du corps électro-positif. Ainsi on dira, pour désigner la combinaison acide du chlore avec le phosphore, acide chlorophosphorique, etc. Berzélius, pour désigner une pareille combinaison, fait suivre de la terminaison *ide* le nom du corps électro-négatif ou comburant; ainsi il dit sulfide, chloride, etc.

Pour les composés binaires non oxigénés, non acides, le nom générique est formé du nom du comburant, ou de l'élément électro-négatif, auquel on adjoint la terminaison en *ure* : ainsi on dit chlorure, sulfure, iodure, etc. Quand ils forment plusieurs composés, ou bien on les fait précéder des prépositions *proto, deuto, trito*, etc., ou bien, en suivant la marche indiquée par Berzélius, on termine le nom spécifique par les désinences *ique, eux*. Ainsi, pour désigner les combinaisons du chlore avec le fer, on dit protochlorure de fer, deutochlorure de fer, ou bien chlorure ferreux, chlorure ferrique.

L'usage a consacré plusieurs exceptions à ces règles générales ; nous les ferons connaître en traitant des corps auxquels elles se rapportent.

Nomenclature des sels. — Nous allons terminer cet exposé rapide des bases de la nomenclature en indiquant de quelle manière sont établis les noms des sels. Les sels sont formés par l'union de deux principes antagonistes, dont l'un jouit de propriétés acides et l'autre de propriétés alcalines. Par leur union en de certaines limites, ces propriétés contraires sont neutralisées. Quand aucun des principes antagonistes ne prédomine, les sels sont dits *neutres;* quand l'acide prédomine, ils sont dits *acides;* on les nomme basiques quand la base ou le principe alcalin se trouve dominant.

Autant on compte d'acides autant on compte de genres de sels. Pour nommer un sel, on a égard à trois choses : 1° à la nature de l'acide, 2° à la base salifiable, 3° aux proportions suivant lesquelles l'acide et la base sont susceptibles de se combiner ; le nom générique rappelle le nom de l'acide, le nom spécifique celui de la base.

Première règle. — Tout acide dont la terminaison est en *ique* donne un nom dont la terminaison est en *ate;* tout acide dont la terminaison est en *eux* donne un nom dont la terminaison est en *ite. Ex.* : acide sulfurique donne sulfate; sulfureux, sulfite ; hyposulfurique, hyposulfate; hyposulfureux, hyposulfite.

Deuxième règle. — On forme le nom spécifique en désignant la base avec laquelle l'acide est uni; ainsi, pour nommer la combinaison de l'acide sulfurique avec le protoxide de fer, on dit sulfate de protoxide de fer, ou plus simplement, d'après Berzélius, sulfate ferreux.

Troisième règle. — Quand la combinaison est aussi voisine que possible de l'état neutre, la règle est d'énoncer simplement le nom du genre de sel qu'il s'agit de nommer, et ensuite celui de la base de ce même sel; si la proportion de l'acide excède celle qui constitue le sel neutre, on joint au mot générique la préposition *sur;* si la proportion de la base excède celle qui constitue le sel neutre, on joint au nom générique la préposition *sous;* mais l'expé-

rience nous ayant appris que les diverses proportions d'acide qui s'unissent à une base, ou réciproquement, sont entre elles comme les nombres 1, $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4, etc., on exprime dans la nomenclature ces rapports avec exactitude; pour les sur-sels, la quantité étant supposée égale à 1 dans le sel neutre, on remplacera la préposition *sur* par les mots *sesqui*, *bi*, *tri*, *quadri*, etc., suivant que les propositions correspondront à $1\frac{1}{2}$, 2, 3, 4; et ces mots précéderont le nom générique; pour les sous-sels, il précéderont au contraire le nom spécifique. Ainsi, bisulfate de potasse s'applique à la combinaison d'àcide sulfurique et de potasse dans laquelle il y a deux fois plus d'acide que dans le sel neutre. Acétate triplombique s'applique à la combinaison d'acide acétique et d'oxide de plomb dans laquelle il y a trois fois plus d'oxide plombique ou de base que dans le sel neutre.

Au moyen de cette nomenclature, la mémoire la moins heureuse peut retenir les noms qui désignent un nombre considérable de composés; cette langue chimique possède encore le précieux avantage d'indiquer la nature des corps qui entrent dans le composé et les proportions dans lesquelles ils sont unis.

La nomenclature, comme le fait observer Lavoisier, étant intimement liée avec tout le mécanisme de la science, nous bornerons là cet exposé; on en saisira beaucoup mieux tous les détails et les exceptions lorsque nous exposerons l'ensemble des faits et des théories chimiques.

On a tour à tour cherché à classer les corps simples, dans le but de rendre leur étude plus facile. La classification la plus usitée est celle de M. Thénard, qui, ayant égard au rôle que joue l'oxigène dans presque toutes les combinaisons chimiques, a disposé les corps d'après le degré d'affinité qu'ils ont pour l'oxigène. C'est cette classification que nous nous proposons de suivre et que nous indiquerons plus loin. En partant d'autres considérations,

M. Berzélius les a classés, d'après leurs propriétés électriques, sous l'influence de la pile voltaïque. C'est l'ordre d'après lequel nous avons dû les énoncer au commencement de cet article.

PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES DES CORPS. — On nomme propriétés des corps les facultés qu'ils ont d'agir sur nous et celles qu'ils ont d'agir les uns sur les autres. Les chimistes divisent ces propriétés en trois groupes : 1° propriétés physiques, 2° chimiques, 3° organoleptiques.

1° *Propriétés physiques.* — Lorsque nous étudions un corps, la première chose qui nous frappe est l'état d'agrégation de ses particules. Les corps peuvent, comme nous l'avons exposé dans la partie physique de ce cours, être solides, liquides ou gazeux.

Les corps solides, liquides ou gazeux, présentent, à volume égal, des poids différents. On appelle poids spécifique ou densité le rapport qui existe entre le poids des corps et leur volume. C'est une donnée importante qu'on ne néglige jamais dans l'histoire d'un corps. L'étude des propriétés physiques des corps est complétée par les différentes relations qui existent entre les corps et la lumière, le calorique et l'électricité. 2° *Propriétés chimiques.* Elles se composent de l'ensemble des relations qui existent entre les corps qu'on examine et tous les corps de la nature. 3° *Propriétés organoleptiques.* Sous ce nom, on désigne les propriétés que nous percevons lorsque les corps sont mis en contact immédiat avec nos organes.

ÉQUIVALENTS CHIMIQUES. — THÉORIE ATOMIQUE. — Les corps simples ne se combinent qu'en un petit nombre de proportions, et les quantités qui se combinent sont toujours dans des rapports simples ; ce principe est une démonstration facile pour les substances gazeuses. MM. Gay-Lussac et Humboldt prouvèrent qu'un volume de gaz oxigène combiné avec deux volumes de gaz hydrogène, produit l'eau. M. Gay-Lussac, continuant les recherches aux-

quelles cette observation avait donné lieu, découvrit que tous les gaz se combinent de telle manière qu'une mesure de gaz absorbe 1, 1 ½, 2, 3, mesures d'un autre gaz, c'est-à-dire que *les gaz se combinent, ou à volumes égaux, ou que le volume de l'un est multiple de celui de l'autre.*

La même simplicité de rapports se remarque dans toutes les autres combinaisons; ainsi, de même que nous avons vu que, dans la combinaison des corps gazeux, le nombre représentant le volume d'un des éléments est toujours un multiple du nombre représentant le volume de l'autre élément, de même, si nous examinons les différentes combinaisons que deux corps peuvent former entre eux, nous sommes conduits à la conclusion suivante : *Que lorsqu'on a fait l'analyse d'un composé binaire quelconque, on peut dire que si les éléments qu'il renferme sont capables de s'unir en d'autres proportions, ce sera toujours en quantité multiple ou sous-multiple de celle qu'on a trouvée dans le premier cas.* Cette loi remarquable est connue sous le nom de *loi des proportions multiples.*

Les combinaisons de l'azote et de l'oxigène peuvent très bien faire comprendre cette loi. Ces combinaisons sont au nombre de cinq. Toutes contiennent 100 d'azote ; mais le principe qui y entre pour plusieurs proportions y entre de telle manière que les quantités les plus fortes sont des multiples de la plus faible. En effet, la première contient 100 d'azote et 50 d'oxigène ; la deuxième, pour la même quantité d'azote, contient 100 d'oxigène; la troisième, 150 ; la quatrième, 200 ; la cinquième, 250 : d'où l'on peut voir que les rapports sont entre eux comme les nombres 1, 2, 3, 4, 5, etc.; que chaque nombre est un multiple par un nombre entier du plus faible. Si la loi était fausse, l'analyse aurait démontré, dans d'autres composés, des combinaisons dans lesquelles ce ne seraient plus 100 d'un corps et 50 d'un autre, qui seraient entrés en combinaison ; mais bien

100 de l'un, et 44, ou 45, ou 48, etc., de l'autre; or, c'est ce qui n'est pas.

Il arrive cependant que le rapport trouvé est de 1 à 1 1/2, ou de 2 à 2; mais ces cas rares permettent de penser que l'on ne connaît pas tous les composés que peuvent former les corps que l'on considère.

A l'appui de ce que nous venons d'avancer, on peut citer une foule de résultats; mais quelques uns seulement suffiront.

Le protoxide d'étain est formé de	100 de radical	+ 13,6 d'oxigène.
bioxide	100	+ 27,2 —
protoxide de cuivre	100	+ 12,63
bioxide	100	+ 25,27
quadroxide	100	+ 50,55, etc.

La loi précédente s'applique non seulement aux combinaisons des atomes élémentaires, mais encore aux combinaisons des atomes composés, comme on le voit dans cet exemple :

	Base.		Acide.
Sulfate de protoxide de potassium =	117,98	+	100.
Bi-sulfate de protoxide de potassium =	117,98	+	200.

Il faut néanmoins noter ici quelques exceptions. Par exemple : l'eau s'unit en toutes proportions avec les corps solubles; mais y a-t-il ici combinaison? De même les métaux semblent produire entre eux une multitude de combinaisons binaires; mais on peut très bien considérer ces rapports anomaux comme résultant de mélanges de combinaisons définies.

ÉQUIVALENTS. NOMBRES PROPORTIONNELS. — Si l'on vient à comparer plusieurs séries de combinaisons ayant toutes le même radical et une composition correspondante, on arrive à ce résultat très remarquable : que pour la même quantité en poids de radical, les quantités pondérables de l'autre corps sont extrêmement variables. Ces quantités,

comparées toutes à un nombre connu, celui de l'oxigène, porte le nom d'*équivalents* ou proportions chimiques. Par exemple :

1294,50 de plomb se combinent à 100 d'oxigène pour former du protoxide de plomb.

1294,50 de plomb se combinent à 442,65 de chlore pour former du chlorure de plomb; combinaison correspondante au protoxide de plomb.

Or, si l'on considère 100 d'oxigène en poids comme un *équivalent*, il est évident que 442,65 de chlore en poids seront aussi un équivalent, puisque cette quantité *équivaut* à 100 d'oxigène.

Pareillement 201,165 de soufre en poids pouvant remplacer dans une combinaison les 100 d'oxigène, devront être considérés comme le poids qui représente l'équivalent du soufre.

En général, on forme les nombre proportionnels en prenant un poids de corps simple, tel qu'il exige 100 parties d'oxigène pour passer au premier degré d'oxidation. Ainsi, plus haut, nous avons vu que 1294,50 de plomb exigeaient 100 d'oxigène pour former le protoxide. D'après ce que nous venons de dire, il est clair que l'équivalent du plomb doit être 1294,50.

Le nombre proportionnel des corps simples une fois déterminé, il n'est pas plus difficile de former celui des corps composés. S'agit-il de former celui de l'acide sulfurique ? On sait que cet acide est composé 1 proportion de soufre = 201,165, et de 3 proportions d'oxigène = 300. Une simple addition nous conduit au chiffre 501,165, nombre qui représente l'équivalent de l'acide sulfurique.

Également 489,92 de potassium et 100 d'oxigène donneront 589,92, qui est le nombre proportionnel de la potasse.

Maintenant si on additionne encore 501,165 = acide sulf.
avec 589,92 = potasse,

on aura . . . . 1091,085, nombre proportionnel du sulfate de potasse.

On voit de suite combien il est facile d'établir la composition de tous les corps composés.

Toutes les notions relatives aux proportions des composés chimiques sont renfermées dans l'énoncé suivant :

Les quantités pondérables de deux substances conservent, dans toutes les combinaisons qu'elles peuvent former avec une même masse de tout autre corps, un rapport constant ou dont les variations, s'il en éprouve, sont des multiples ou des sous-multiples de l'une de ses valeurs.

Il résulte immédiatement de cette loi que la proportion d'un élément, dans toutes ses combinaisons, peut être représentée par un certain nombre, multiplié ou divisé par un des premiers termes de la série des entiers. Au moyen de la table représentant ces nombres, on peut vérifier les résultats des analyses qui comportent le plus de chances d'erreurs et prédire les combinaisons qui n'ont pas encore été réalisées. La détermination des nombres qui forment cette table repose sur des résultats d'expériences les plus précises ; dans leur détermination rien n'est hypothétique, tout est réglé par l'observation. En donnant le nom des corps simples (pag. 25) nous avons placé à côté d'eux ces nombres qui indiquent ces proportions ou ces équivalents.

Théorie atomique. — On entend par atome la particule très petite d'un corps qui donne naissance à une combinaison par simple juxta-position avec la particule d'un autre corps. La question qu'il s'agit de résoudre est celle-ci :

Combien une combinaison donnée renferme-t-elle d'atomes des éléments qu'elle contient ? 100 d'oxigène en se combinant à 12,4795 d'hydrogène forment de l'eau ; la proportion d'oxigène étant 100, la proportion d'hydro-

gène sera nécessairement 12,4795; mais y a-t-il dans cette combinaison un atome d'oxigène et un atome d'hydrogène ? Dans ce cas la valeur de l'atome correspond à la valeur de la proportion, ou bien l'eau renferme-t-elle un atome d'oxigène et deux atomes d'hydrogène, qui alors devrait être représenté par $\frac{12,4795}{2}$? Voilà où commencent les difficultés et la partie hypothétique de la théorie atomique, car l'expérience jusqu'ici nous a servi de guide ; nous devons nous laisser conduire par des considérations d'un ordre moins certain pour résoudre cette partie de la question.

Relations entre les volumes et les atomes. — Pour les substances élémentaires qu'on observe à l'état gazeux il est une condition qu'on peut faire arriver en première ligne. Si la chaleur dilate d'une manière uniforme tous les gaz, une pression égale les condense tous uniformément ; on peut donc admettre : *que dans les gaz, les atomes sont placés à une égale distance, et qu'un même volume en renferme un nombre égal.* De là on peut conclure : *que le poids des atomes des corps gazeux est proportionnel à leur densité.*

L'expérience donnant leur densité, il sera facile de déterminer le poids de leur atome : continuons de citer l'oxigène et l'hydrogène. En représentant le poids de l'atome par 100, on a 1,1026, densité de l'oxigène : 0,0687, densité de l'hydrogène, : : 100 : x; d'où $x = \frac{100 \times 0,0687}{1,0126} = 6,2398$, poids de l'atome de l'hydrogène.

Mais l'application de cette loi est très limitée, car très peu de corps simples affectent ordinairement la forme gazeuse, ou ne peuvent être réduits en vapeur qu'à des températures trop élevées pour que leur densité puisse être mesurée directement. Mais ce n'est pas seulement entre les volumes d'un composé qu'il existe des rapports simples, une relation analogue s'observe encore entre les volumes

des composés et celui de chacun des éléments. Quelquefois le volume du composé est la somme du volume des éléments, mais le plus souvent il y a contraction et jamais dilatation. Le nombre des différentes contractions connues jusqu'ici est assez restreint, en sorte que connaissant exactement la densité des combinaisons binaires, et celle d'un des éléments à l'état de gaz, il reste en général peu d'incertitude sur la densité de la vapeur de l'autre élément, déduite de la supposition du mode le plus simple de contraction.

On peut par ce moyen étendre aux substances fixes l'avantage qui résulte de la substitution du volume à celui du poids. Mais l'emploi de cette considération laisse encore quelque incertitude résultant du mode variable de contraction; d'ailleurs elle n'est point applicable à tous les corps, car il en est beaucoup dont on ne connaît aucune combinaison gazeuse. Mais pour arriver à la connaissance du nombre des atomes, on a tiré un grand parti de certaines propriétés physiques des atomes.

Emploi de la chaleur spécifique des corps simples pour la détermination du nombre des atomes dans les combinaisons. — Dans leur travail sur la chaleur spécifique des atomes, MM. Dulong et Petit sont arrivés à la loi suivante, aussi simple que féconde :

Que les atomes de tous les corps simples ont la même capacité pour la chaleur. Nous avons exposé dans la partie physique de ce cours (page 137) les notions sur lesquelles cette loi s'appuie.

On peut dire que la relation qui existe entre la chaleur spécifique des corps simples et les proportions dans lesquelles ils se combinent fournit un des meilleurs moyens d'arriver au poids relatif des atomes.

Isomorphie. — Si on admet que les atomes des différents éléments sont des sphères de même grandeur, il s'ensuivra qu'un même nombre de ces atomes, rangé de la même

manière, devra donner la même figure solide ou la même forme cristalline. Autrefois on croyait que la forme cristalline variait suivant la nature des éléments ; mais Mitscherlich, à la suite d'un grand nombre d'expériences, est arrivé à la loi suivante : *Qu'un même nombre d'atomes assemblés de la même manière produit la même forme cristalline, quelle que soit la différence des éléments.* Les combinaisons de différents éléments qui prennent la même forme cristalline ont été nommés *isomorphes.*

Voici l'application de l'isomorphie à la détermination du nombre relatif des atomes dans les combinaisons.

Lorsqu'un corps est isomorphe avec un autre corps dont on connaît le nombre d'atomes, on peut regarder comme connu le nombre d'atomes des deux corps, l'isomorphie étant une suite mécanique de l'égalité dans la construction atomique. Ainsi, étant donné le nombre d'atomes qui forment un composé, on aura le nombre des atomes de tous les isomorphes. Mais une objection bien puissante contre les données que l'isomorphie peut fournir résulte des faits découverts par le même savant : *Que le même corps peut offrir deux formes différentes et incompatibles.*

Isomérie. — Ceci nous prouve qu'il nous reste encore beaucoup à apprendre sur la constitution intime des corps, et nous conduit à dire un mot sur une découverte qui ne date encore que de quelques années, et qui a déjà acquis une grande importance en chimie. On a trouvé *que des corps de même composition et de même capacité de saturation peuvent posséder des propriétés et des formes cristallines différentes.* On les a nommés *corps isomériques.*

Usage des signes ou formules chimiques. — Au moyen des signes dont M. Berzélius a introduit l'usage en chimie, on détermine de la manière la plus nette la composition des corps, tant sous le rapport de leurs éléments que sous celui du nombre de leurs atomes. On désigne les corps simples par l'initiale de leur nom latin, suivi de la deuxième ou de

la troisième lettre, suivant que la première et la deuxième sont communes à plusieurs corps.

Le nombre d'atomes qui se trouvent dans chaque combinaison est désigné par des chiffres. Un chiffre à gauche multiplie tous les atomes placés à droite jusqu'à la séparation de la formule par le signe +. Un petit chiffre placé à la droite de la lettre, en haut, comme un exposant algébrique, multiplie seulement les poids atomiques placés immédiatement à gauche. Exemple : $S\ O^3$ signifie un atome de soufre et 3 d'oxigène, ou un atome d'acide sulfurique; $2\ S\ O^3$ signifie deux atomes d'acide sulfurique, ou deux atomes de soufre et six d'oxigène.

Ordinairement c'est le principe électro-négatif qui entre dans les combinaisons pour plus d'un atome; mais quelquefois le principe électro-positif y entre pour deux atomes; alors on adopte que la lettre barrée signifie deux atomes.

Comme l'oxigène revient très souvent dans les combinaisons, pour simplifier la formule, M. Berzélius a adopté de remplacer le signe O par des points qu'on met au-dessus de la lettre désignant l'autre élément de la combinaison.

Nous allons donner un tableau contenant le nom des corps simples, leur signe chimique et le poids de leur atome.

		Poids atomiques.			Poids atomiques.
Oxigène	O	100	Molybdène	Mo	598,520
Hydrogène	H	6,2398	Tungstène	W	1183
Azote	N	88,518	Antimoine	Sb	806,452
Soufre	S	201,165	Tellure	Te	801.76
Phosphore	P	196.143	Tantale	Ta	1153,715
Chlore	Cl	221,326	Titane	Ti	303,662
Iode	I	789,750	Or	Au	1243,013
Brome	Br	489,153	Osmium	Os	1244,487
Fluor	F	116,900	Iridium	Ir	1233,499
Carbone	C	75,000	Platine	Pt	1233,499
Bore	B	136,204	Palladium	Pd	665,899
Silicium	Si	277,312	Rhodium	R	651,387
Sélénium	Se	494,583	Argent	Ag	675,8[illegible]
Arsenic	As	470,042	Mercure	Hg	1265,825
Chrome	Cr	351,815	Cuivre	Cu	395,695
Vanadium	V	855,840	Uranium	U	750,000

		Poids atomiques.			Poids atomiques.
Bismuth	Bi	1330,337	Zirconium	Zr	420,201
Etain	Sn	735,294	Yttrium	Y	402,514
Plomb	Pb	1294,498	Glucium	G	331,261
Cadmium	Cd	696,767	Aluminium	Al	171,166
Zinc	Zn	403,226	Magnésium	Mg	158,352
Nickel	Ni	369,675	Calcium	Ca	256,019
Cobalt.	Co	368,991	Strontium	Sr	547,284
Fer	Fe	339,205	Barium	Ba	856,880
Manganèse	Mn	345,887	Lithium	L	80,375
Cérium	Ce	574 696	Sodium	Na	290,897
Thorium	Th	884,900	Potassium	K	489,916

AIR ATMOSPHÉRIQUE. — *Principes qui le composent.* — On désigne communément sous le nom d'atmosphère la masse entière de l'air qui entoure la terre, et forme partout une couche d'une épaisseur considérable dans laquelle viennent se réunir toutes les substances qui se volatilisent à la surface du globe.

Nous avons étudié précédemment dans la partie physique de ce cours, particulièrement aux pages 48, 50, les propriétés physiques de l'air. Nous rappellerons seulement ici que l'air est un fluide invisible, transparent, inodore, insipide, compressible et très élastique. Un litre d'air à la température de 0 et à la pression de 0 mètre 76 pèse 1 gram. 2991. C'est à l'air pris pour unité que l'on compare le poids de tous les autres gaz. L'air, comme tous les gaz, est soumis à la loi de Mariotte, c'est-à-dire qu'il se resserre en raison du poids qui le comprime, ou, ce qui revient au même, que le volume qu'il occupe est en raison inverse de la pression qu'il éprouve. Il est mauvais conducteur de l'électricité, à moins qu'il ne soit humide. La pesanteur de l'air, d'abord soupçonnée, fut découverte par Galilée, en 1640, et mise hors de doute par Pascal et Torricelli. Ce fut en 1630 que Jean Rey publia des expériences qui prouvèrent que l'air contenait un corps susceptible de se fixer sur l'étain pendant sa calcination et d'en augmenter le poids.

Exposé à la plus forte chaleur ou au plus grand froid,

l'air n'éprouve aucune altération. Sa puissance réfractive, à laquelle celle de tous les autres gaz est comparée = 1. Soumis à un courant d'étincelles électriques, il n'est altéré que lorsqu'il contient une certaine quantité d'eau ou une matière alcaline, alors il se forme de l'acide nitrique; ce qui explique pourquoi les pluies d'orage contiennent souvent cet acide.

Cet air que nous connaissons dans ses propriétés physiques n'est point un élément, comme le pensaient les anciens. La composition de l'air n'a été connue que vers l'année 1774. C'est à Lavoisier, né à Paris en 1743, que l'on doit cette découverte à jamais mémorable. Nous ne pouvons mieux faire que de rapporter textuellement le passage de l'ouvrage de Lavoisier où se trouvent relatées ces expériences fondamentales.

« La chimie présente en général deux moyens pour déterminer la nature des parties constituantes d'un corps, la composition et la décomposition. Lors, par exemple, que l'on a combiné ensemble de l'eau et de l'esprit-de-vin ou alcool, et que par le résultat de ce mélange on a formé l'espèce de liqueur qui porte le nom d'eau-de-vie dans le commerce, on a droit d'en conclure que l'eau-de-vie est un composé d'alcool et d'eau; mais on peut arriver à la même conclusion par voie de décomposition, et en général on ne doit être pleinement satisfait en chimie qu'autant qu'on a pu réunir ces deux genres d'épreuves.

» On a cet avantage dans l'analyse de l'air de l'atmosphère: on peut le décomposer et le recomposer; je me bornerai à rapporter ici les expériences les plus concluantes qui aient été faites à ce sujet. J'ai pris (fig. 1) un matras A de 36 pouces cubiques environ de capacité dont le col B C D E était très long et avait 6 à 7 lignes de grosseur intérieurement. Je l'ai courbé, comme on le voit représenté (fig. 2), de manière qu'il pût être placé dans un fourneau M M N N, tandis que l'extrémité E de son col

irait s'engager sous la cloche F G placée dans un bain de mercure R R S S. J'ai introduit dans ce matras quatre onces de mercure très pur, puis en suçant avec un siphon que j'ai introduit sous la cloche F G, j'ai élevé le mercure jusqu'à L L : j'ai marqué soigneusement cette hauteur avec une bande de papier collé, et j'ai observé exactement le baromètre et le thermomètre.

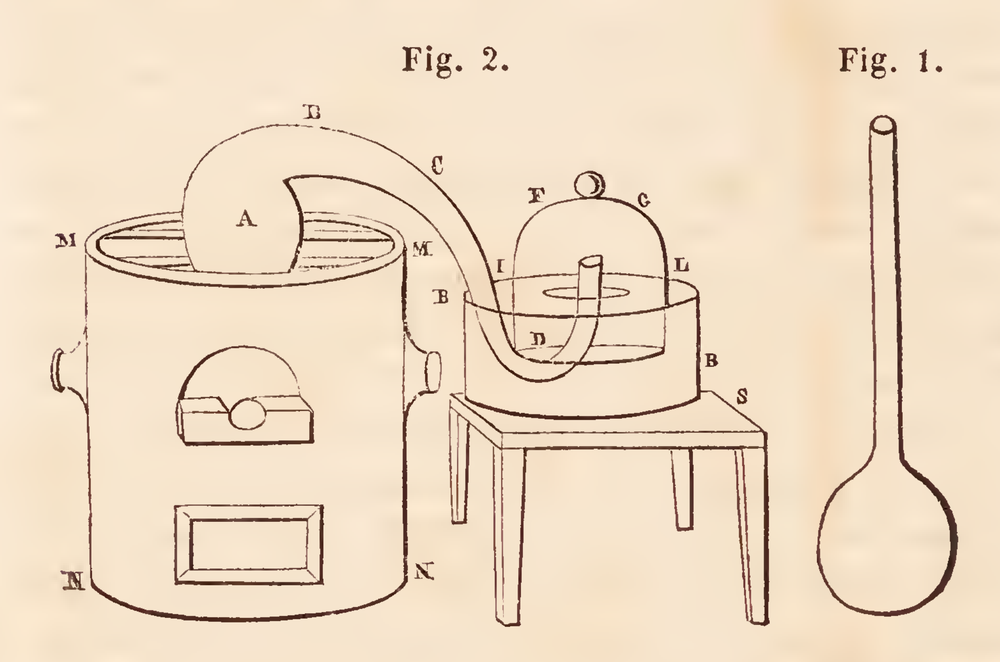


Fig. 2. Fig. 1.

» Les choses ainsi préparées, j'ai allumé du feu dans le fourneau M M N N, et je l'ai entretenu presque continuellement pendant douze jours, de manière que le mercure fût échauffé presque au degré nécessaire pour le faire bouillir. Il ne s'est rien passé de remarquable pendant tout le premier jour : le mercure, quoique non bouillant, était dans un état d'évaporation continuelle ; il tapissait l'intérieur des vaisseaux de gouttelettes, d'abord très fines, qui allaient ensuite en augmentant, et qui, lorsqu'elles avaient acquis un certain volume, retombaient d'elles-mêmes au fond du vase, et se réunissaient au reste du mercure. Le second jour, j'ai commencé à voir nager sur la surface du mercure de petites parcelles rouges qui pendant quatre ou cinq jours ont augmenté en nombre et en volume, après quoi elles ont cessé de grossir et sont restées absolument

dans le même état. Au bout de douze jours, voyant que la calcination du mercure ne faisait plus aucun progrès, j'ai éteint le feu et j'ai laissé refroidir les vaisseaux. Le volume de l'air contenu tant dans le matras que dans son col et sous la partie vide de la cloche, réduit à une pression de vingt-huit pouces et à 10° du thermomètre, était avant l'opération de cinquante pouces cubiques environ. Lorsque l'opération a été finie, ce même volume, à pression et à température égales, ne s'est plus trouvé que de quarante-deux à quarante-trois pouces : il y avait eu par conséquent une diminution de volume d'un sixième environ. D'un autre côté, ayant rassemblé soigneusement les parcelles rouges qui s'étaient formées et les ayant séparées autant qu'il était possible du mercure coulant dont elles étaient baignées, leur poids s'est trouvé de quarante-cinq grains.

» L'air qui restait après cette opération et qui avait été réduit aux cinq sixièmes de son volume par la calcination du mercure, n'était plus propre à la respiration ni à la combustion ; car les animaux qu'on y introduisait y périssaient en peu d'instants, et les lumières s'y éteignaient sur-le-champ comme si on les eût plongées dans de l'eau.

» D'un autre côté j'ai pris les quarante-cinq grains de matière rouge qui s'était formée pendant l'opération, je les ai introduits dans une très petite cornue de verre à laquelle était adapté un appareil propre à recevoir les produits liquides et aériformes qui pourraient se séparer : ayant allumé du feu dans le fourneau, j'ai observé qu'à mesure que la matière rouge était échauffée sa couleur augmentait d'intensité. Lorsqu'ensuite la cornue a approché de l'incandescence, la matière rouge a commencé à perdre peu à peu de son volume, et en quelques minutes elle a disparu entièrement ; en même temps il s'est condensé dans le petit récipient quarante-un grains et demi de mercure coulant, et il a passé sous la cloche sept à huit pouces cubiques d'un fluide élastique beaucoup plus pro-

pre que l'air de l'atmosphère à entretenir la combustion et la respiration des animaux.

» Ayant fait passer une portion de cet air dans un tube de verre d'un pouce de diamètre, et y ayant plongé une bougie, elle y répandait un éclat éblouissant; le charbon, au lieu de s'y consommer paisiblement comme dans l'air ordinaire, y brûlait avec flamme et une sorte de décrépitation à la manière du phosphore, et avec une vivacité de lumière que les yeux avaient peine à supporter. Cet air, que nous avons découvert presqu'en même temps M. Priestley, M. Schéele et moi, a été nommé par le premier *air déphlogistiqué;* par le second, *air empiréal.* Je lui avais d'abord donné le nom d'*air éminemment respirable;* depuis on y a substitué celui d'*air vital*, et enfin celui d'*oxigène*.

» En réfléchissant sur les circonstances de cette expérience, on voit que le mercure en se calcinant absorbe la partie salubre et respirable de l'air, ou, pour parler d'une manière plus rigoureuse, la base de cette partie respirable; que la portion d'air qui reste est une espèce de mofète, incapable d'entretenir la combustion et la respiration. L'air de l'atmosphère est donc composé de deux fluides élastiques de nature différente et pour ainsi dire opposée.

» Une preuve de cette importante vérité, c'est qu'en recombinant les deux fluides élastiques qu'on a ainsi obtenus séparément, c'est-à-dire les quarante-deux pouces cubiques de mofète, ou air non respirable, et les huit pouces cubiques d'air respirable, on reforme de l'air en tout semblable à celui de l'atmosphère et qui est propre à peu près au même degré à la combustion, à la calcination des métaux et à la respiration des animaux.

» Quoique cette expérience fournisse un moyen infiniment simple d'obtenir séparément les deux principaux fluides élastiques qui entrent dans la composition de notre atmosphère, elle ne nous donne pas des idées exactes sur la proportion de ces deux fluides. L'affinité du mercure

pour la partie respirable de l'air, ou plutôt pour sa base, n'est pas assez grande pour qu'elle puisse vaincre entièrement les obstacles qui s'opposent à cette combinaison. Ces obstacles sont l'adhérence des deux fluides constitutifs de l'air de l'atmosphère et la force d'affinité qui unit la base de l'air vital au calorique; en conséquence, la calcination du mercure finie, ou au moins portée aussi loin qu'elle peut l'être, dans une quantité d'air déterminée, il reste encore un peu d'air respirable combiné avec le mofète, et le mercure ne peut en séparer cette dernière portion. »

Si nous cherchons maintenant à déterminer d'une manière exacte la proportion relative des deux gaz qui entrent dans la composition de l'atmosphère, voici encore une expérience due à Lavoisier qui va nous donner des résultats, s'approchant de bien près de la vérité. Introduisons sous une cloche graduée, placée sur un bain de mercure, 100 parties d'air en volume, puis un peu d'eau et un bâton de phosphore attaché à un fil de fer souple. Si nous abandonnons la cloche pendant quelques heures, nous reconnaîtrons que l'absorption de l'oxigène est complète lorsque le phosphore ne paraîtra plus lumineux dans l'obscurité. Si alors nous retirons le cylindre hors de la cloche, nous constaterons aisément que les 100 parties d'air ont été réduites à 79 environ, et que le résidu dans lequel on plonge une allumette enflammée s'éteint aussitôt, ce qui nous montre que ce n'est plus de l'air mais de l'azote qui constitue ce résidu : il y a donc eu vingt et une parties d'air absorbées, c'est le gaz oxigène dont le phosphore s'est emparé pour former avec lui un composé que nous étudierons bientôt. L'air serait donc composé de 21 volumes de gaz oxigène et de 79 de gaz azote.

MM. Dumas et Boussingault sont arrivés à des résultats très voisins des précédents en pesant l'oxigène et en pesant l'azote que l'air renferme. Voici comme ils s'expriment : « Nous étant procuré un ballon vide d'air, nous le mettons

en rapport avec un tube plein de cuivre métallique réduit par l'hydrogène et armé de robinets qui permettent d'y faire également le vide. On a d'ailleurs déterminé exactement le poids de ce tube ; le cuivre étant chauffé au rouge, on ouvre celui des robinets par où doit arriver l'air qui se précipite alors dans le tube où il cède à l'instant son oxigène au métal. Au bout de quelques minutes on ouvre le second robinet, ainsi que celui du ballon, et le gaz azote se rend dans le ballon vide. Les robinets demeurés ouverts, l'air afflue, et à mesure qu'il passe dans le tube il y abandonne son oxigène ; c'est donc de l'azote pur que le ballon reçoit. Quand il en est plein ou à peu près, on ferme tous les robinets. On pèse ensuite séparément le ballon et le tube pleins d'azote; puis on les pèse de nouveau après y avoir fait le vide. La différence de ces pesées donne le poids du gaz azote. Quant au poids de l'oxigène, il est fourni par l'excès de poids que le tube qui contient le cuivre a acquis pendant la durée de l'expérience. »

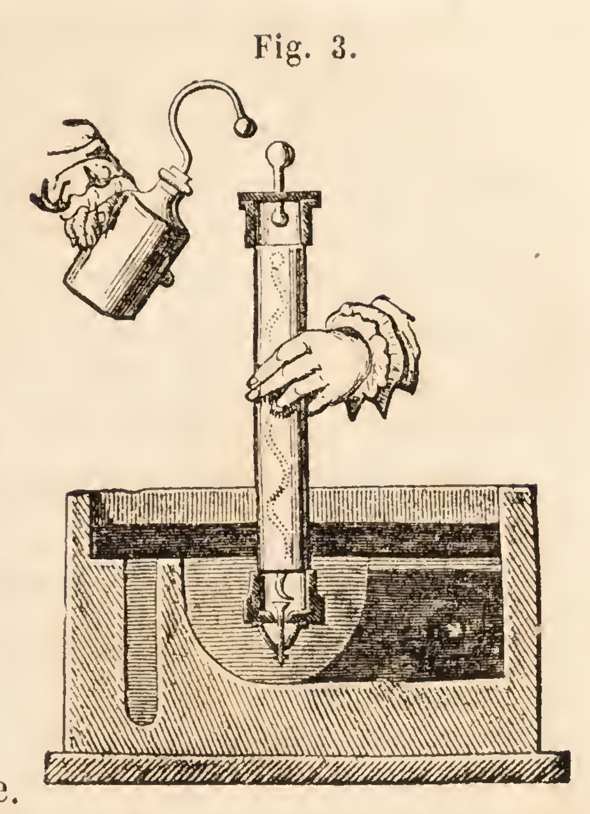
Ils ont aussi trouvé que l'air était formé *en poids* de 23 d'oxigène pour 77 d'azote, et *en volume* de 20,8 d'oxigène pour 79,2 d'azote. Ce rapport est invariable au millième près dans des latitudes éloignées à des époques assez distantes et à des hauteurs fort différentes.

L'air renferme en outre 4 à 6/10,000^{e} d'acide carbonique en volume ; de plus il contient une quantité presque égale de ce gaz hydrogène carboné qu'on nomme gaz des marais et que les eaux stagnantes laissent dégager à chaque instant; il contient en plus des quantités variables de vapeur aqueuse et de carbonate et de nitrate d'ammoniaque qui n'ont dans l'air qu'une existence momentanée à cause de leur solubilité dans l'eau.

On peut encore analyser l'air au moyen de la combustion de l'hydrogène dans l'*eudiomètre de Volta.* La fig. 3 ci-contre représente cet appareil ; voici comme on opère. On prend un eudiomètre à eau ou à mercure, on y intro-

duit une certaine quantité d'air et un excès de gaz hydrogène; on fait passer une étincelle électrique à travers le mélange qui détone, on mesure le résidu : en retranchant celui-ci du volume du mélange on en conclut l'absorption, et cette absorption, divisée par 3, donne pour quotient la quantité d'oxigène qui, retranchée elle-même du volume d'air, donne la quantité d'azote.

Fig. 3.



Occupons-nous maintenant de donner les principales propriétés, d'indiquer la préparation de cette partie active de l'air, de l'oxigène en un mot.

OXIGÈNE. (*Air déphlogistiqué, air vital, air éminemment respirable.*)—Il fut découvert par Priestley; c'est un gaz incolore, insipide, inodore et permanent. Sa pesanteur spécifique est de 1,1057, celle de l'air étant prise pour l'unité; son poids atomique, auquel on compare celui des autres corps, est 100. Soumis à une forte pression, il laisse dégager du calorique et de la lumière; effet qui, selon M. Thénard, est dû à la combustion partielle de l'huile dont le piston est enduit. C'est de tous les gaz celui qui réfracte le moins la lumière, puisque sa puissance réfractive n'est que de 0,861616, comparée à celle de l'air. Il est de tous les corps le plus électro-négatif.

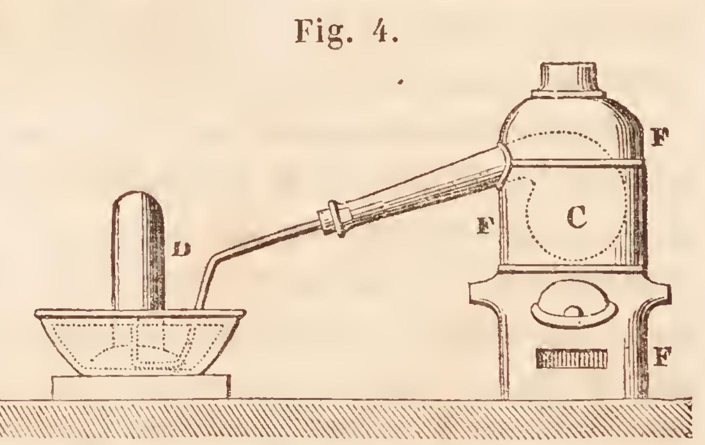
Caractères. L'oxigène se combine avec tous les corps simples, tantôt avec dégagement de calorique, tantôt avec dégagement de calorique et de lumière; souvent même il s'y combine en plusieurs proportions. Très souvent cette

combinaison se fait directement. Soit du charbon, du phosphore, du soufre, du fer, etc., présentant un point en ignition; si on les plonge dans ce gaz, l'absorption a lieu promptement avec dégagement de calorique et de lumière. L'eau ne le dissout qu'en très petite quantité.

Usages. Pour se faire une idée de ses usages, il suffit de dire qu'il fait partie de l'air atmosphérique; qu'il est le seul gaz qui puisse entretenir la vie; qu'il fait partie de tous les oxides et de beaucoup d'acides; qu'enfin c'est lui qui joue le rôle le plus important dans le phénomène qu'on nomme combustion.

Préparation. Plusieurs procédés peuvent être suivis pour extraire l'oxigène. Le plus économique consiste à chauffer jusqu'au rouge du bi-oxide de manganèse dans une cornue de grès lutée C (fig. 4), disposée dans un fourneau à réverbère EF; bientôt l'oxigène se dégage et est conduit par un tube recourbé sous une cloche pleine d'eau D. Ce qui reste dans la cornue n'est plus que du protoxide mêlé d'un peu de bi-oxide. Ce procédé ne le donne pas très pur. Pour l'avoir tel, on chauffe, dans une cornue de verre, du chlorate de potasse, et l'on opère de la même manière. Le résidu est formé, dans ce cas, de chlorure de potassium; ce que l'on concevra si on fait attention que le chlorate de potasse peut être représenté par du chlorure de potassium plus de l'oxigène.

Fig. 4.



On pourrait le retirer aussi de beaucoup d'autres oxides.

COMBUSTION ET FLAMME. — La combustion est aujourd'hui définie : *un phénomène général qui a lieu quand les corps se combinent avec dégagement de calorique et de lu-*

mière. La plus remarquable expérience pour démontrer cette propriétié est due à Ingenhous. On prend un bout de fil de fer très fin B C (fig. 5), tourné en spirale, on fixe l'une de ses extrémités B, dans un bouchon de liége A, destiné à boucher la bouteille D E F G. On attache à l'autre extrémité de ce fil de fer un petit morceau d'amadou C. Les choses ainsi disposées, on emplit avec de l'oxigène la bouteille D E F G. On allume l'amadou C, puis on l'introduit promptement, ainsi que le fil de fer B C dans la bouteille, et on la bouche comme on le voit (fig. 5). Aussitôt que l'amadou est plongé dans l'oxigène, il commence à brûler avec un éclat éblouissant; il communique l'inflammation au fer, qui brûle lui-même en répandant de brillantes étincelles, lesquelles tombent au fond de la bouteille, en globules arrondis qui deviennent noirs en se refroidissant, et qui conservent un reste de brillant métallique. Le fer ainsi brûlé est plus cassant et plus fragile que ne le serait le verre lui-même; il se réduit facilement en poudre et est encore attirable à l'aimant, moins cependant qu'il ne l'était avant sa combustion.

Fig. 5.

On pensait autrefois qu'il n'y avait de combustion que lorsqu'il y avait fixation d'oxigène; mais le phénomène de dégagement de calorique et de lumière qui a lieu quand on projette de l'arsenic ou de l'antimoine en poudre dans du chlore dut faire changer de manière de voir. Cependant on nomme encore combustion le phénomène en vertu duquel un corps simple se combine lentement à l'oxigène, bien qu'alors il n'y ait point dégagement de lumière; mais il est évident que c'est le même phénomène, seulement la combinaison est lente, et la chaleur développée n'est jamais en assez grande quantité pour devenir lumineuse.

Lorsque ce dégagement de calorique et de lumière se développe dans une substance gazeuse, alors il se produit

ce que l'on appelle *flamme*; la flamme n'est donc qu'une matière gazeuse, chauffée au point d'être lumineuse.

La température de la flamme surpasse toujours la chaleur blanche des corps solides. La flamme n'offre pas toujours le même éclat; en général, les corps qui sont susceptibles de former pendant la combustion des corps gazeux donnent une lumière plus faible; tel est le cas de l'hydrogène, du soufre, etc. Au contraire, les corps qui donnent naissance à des composés fixes produisent une lumière plus éclatante; voilà pourquoi le phosphore en produit une si vive; c'est encore pour cette raison que si l'on place dans la flamme de l'hydrogène, qui est pâle, une certaine quantité d'amiante, la lumière devient beaucoup plus intense.

Pour obtenir une lumière des plus intenses et comparable à celle du soleil, on reçoit sur de la chaux la flamme résultant de la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène pur.

Il est possible d'augmenter très notablement la chaleur de la flamme en dirigeant sur elle un courant d'air qui active vivement la combustion des gaz qui la produisent. L'instrument qui est employé à cet usage porte le nom de chalumeau.

Chalumeau. — Cet instrument fut long-temps employé dans les arts avant qu'on pensât à l'utiliser en chimie. Swab, minéralogiste suédois, l'appliqua le premier à l'essai des minéraux vers l'an 1738; depuis ce temps il est très employé par les minéralogistes et les chimistes. Avec cet instrument on peut, avec promptitude et une remarquable précision, reconnaître la nature et les principaux caractères des plus petites quantités des substances minérales. Le chalumeau actuellement employé a été perfectionné par Ganh (fig. 6). Voici les différentes pièces dont il se compose: 1, tube creux et conique; 2, chambre cylindrique destinée à recevoir l'humidité entraînée par l'air insuflé; 3, ouverture de cette chambre pour recevoir le tube à frottement; 4, autre ouverture destinée à recevoir la douille du bec; 5, bec en cuivre ou en argent; 6, ajutage

en platine placé à l'extrémité du bec. Le chalumeau est employé pour essayer la fusibilité des corps, soit seuls, soit additionnés de fondants, tels que le borax, le carbonate de soude, pour réduire les oxides ou pour oxider les métaux. Dans cet instrument, ce sont les joues qui font office de soufflet; pour que le jet de flamme soit continu la respiration doit s'effectuer par le nez.

Fig. 6.



Une question intéressante qui se présente par rapport à la combustion est celle de la dépense en oxigène qui s'effectue par nos combustibles usuels. On admet que pour une chandelle de six au 1/2 kilogramme, il faut 68 grammes d'oxigène par heure, ce qui représente environ 340 décimètres cubes d'air; une bougie demande 86 grammes d'oxigène, et une lampe Carcel 336 grammes, ou 1680 décimètres cubes d'air.

Théorie de la combustion.—La théorie de la combustion a toujours été la base des doctrines chimiques. Jetons un coup d'œil sur les différentes hypothèses qui ont servi à l'expliquer.

Théorie du phlogistique. — Stalh dit que tous les corps combustibles contenaient une substance particulière, qu'il nomme phlogistique, laquelle en se dégageant produisait la combustion; mais Lavoisier prouva que la destruction de la combustibilité, au lieu d'être accompagnée de la perte de quelques substances, consistait dans une combinaison avec un corps pondérable, l'oxigène.

Théorie antiphlogistique.—Lavoisier expliquait le phé-

nomène de l'ignition en disant que le gaz oxigène, en entrant dans les combinaisons, perdait son calorique latent et que de là résultait le dégagement de la chaleur; mais examinons la combustion du gaz hydrogène et la formation de l'eau, et voyons si cette opinion peut se soutenir.

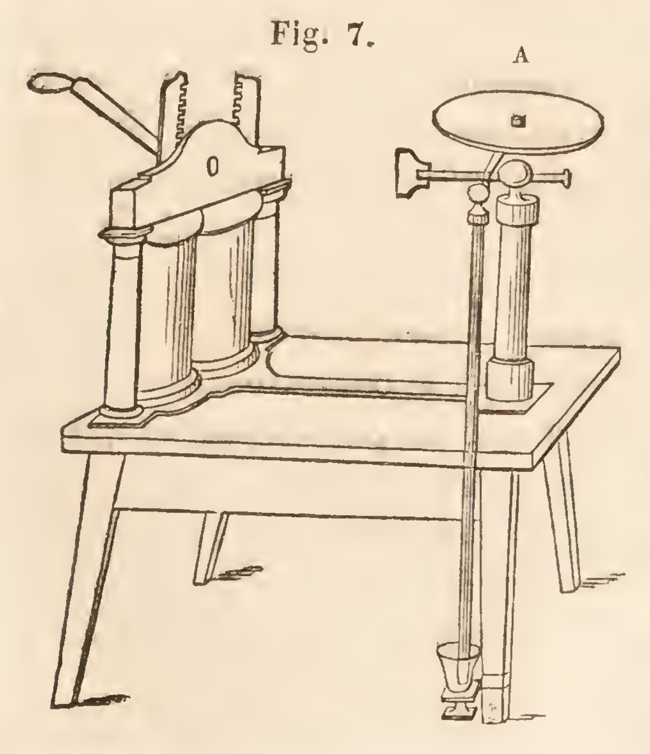
La chaleur spécifique de 100 parties d'eau peut être représentée par 100; la chaleur spécifique de l'eau étant prise pour unité, celle de l'oxigène est de 0,361, celle du gaz hydrogène est de 3,2936. Il y a dans 100 parties d'eau 11,1 parties d'hydrogène, dont la chaleur spécifique peut être représentée par 36,55, et 88,9 parties d'oxigène dont la chaleur spécifique est de 20,99; en ajoutant ces deux nombres on a 57,54 pour la chaleur spécifique du mélange de gaz hydrogène et de gaz oxigène nécessaires pour produire 100 parties d'eau; mais la chaleur spécifique de cette eau liquide est 100, c'est-à-dire, 42,46 de plus que celle de ses deux éléments. L'énorme quantité de calorique dégagé pendant la combustion du gaz hydrogène ne vient donc pas d'un changement de chaleur spécifique, car il devrait y avoir refroidissement; elle n'est point due non plus au dégagement du calorique qui donne la forme gazeuse à l'oxigène et à l'hydrogène, puisque l'eau, au moment où elle est formée, produit une vapeur beaucoup plus dilatée que ses éléments gazeux; il faut donc chercher ailleurs la cause du dégagement de calorique.

Théorie électro-chimique. — Depuis la découverte de la pile et même avant cette époque, on a soupçonné entre les forces électriques et les forces chimiques une analogie que la plupart des expériences sont venues confirmer. Quand on a vu que, toutes les fois que deux électricités de nom contraire se combinaient, il y avait dégagement de calorique et de lumière, que toutes les fois que deux corps se combinaient il y avait également neutralisation et dégagement de calorique et de lumière, l'analogie était frappante; et quand on observa que sous l'influence de deux sources d'électri-

cité de nom contraire tous les corps composés se trouvaient détruits et ramenés à leurs éléments, on ne put s'empêcher d'admettre qu'il est probable que les forces chimiques et les forces électriques sont identiques. L'explication la plus probable de la combustion et des phénomènes qui en dépendent est alors la suivante : *Dans toute combinaison chimique il y a neutralisation des électricités opposées; cette neutralisation produit le feu de la même manière qu'elle le produit dans la décharge de la bouteille de Leyde, de la pile et du tonnerre.*

De la respiration. — On sait que la respiration s'effectue chez l'homme et chez la plupart des animaux dans un organe appelé *les poumons*. La respiration consiste essentiellement dans l'aspiration d'une certaine quantité d'air qui entre dans les poumons et qui en est ensuite expulsée; ces deux opérations s'exécutent à l'aide de mouvements alternatifs de muscles dont l'action est continue. Aussitôt qu'elles sont suspendues, même pendant un temps très court, l'animal succombe. La respiration ne peut s'effectuer dans un milieu privé d'air, elle s'arrête même bientôt si la quantité de cet air est trop petite ou si ce gaz est trop raréfié; pour le prouver on place un oiseau plein de vie sous le récipient A de la machine pneumatique (fig. 7), qu'on recouvre d'une cloche hermétiquement close. Dès qu'on a enlevé une partie de l'air renfermé dans le récipient, l'oiseau s'af-

Fig. 7.



faiblit bien vite, bat des ailes, tombe épuisé, fait des inspirations fréquentes, et ne tarde pas à succomber si on ne lui rend pas de l'air. Aucun autre gaz que l'air ne peut servir à la respiration : l'oxigène pur est trop actif, les autres fluides agissent ou comme poisons ou comme matière inerte; l'acide carbonique est dans le premier cas, l'azote est dans le second.

Lavoisier et Seguin ont fait des expériences nombreuses sur la respiration. Admettant qu'un homme consomme en 24 heures 755 litres d'oxigène, il ressort de ce fait qu'un homme peut consommer l'oxigène contenu dans plus de 3 mètres 1/2 cubes d'air atmosphérique. Ceci pourrait faire craindre que la provision d'air respirable viendra un jour à s'épuiser. Pour faire cesser toutes les appréhensions à cet égard, citons un passage d'un mémoire de M. Dumas : « Le calcul montre qu'en exagérant toutes les données, il ne faudrait pas moins de 800,000 années aux animaux vivants à la surface de la terre pour faire disparaître l'oxigène en entier. Par conséquent, si l'on supposait que l'analyse de l'air eût été faite en 1800, et que pendant tout le siècle les plantes eussent cessé de fonctionner à la surface du globe entier, tous les animaux continuant d'ailleurs à vivre, les analystes, en 1900, trouveraient l'oxigène de l'air diminué de $\frac{1}{8000}$ de son poids, quantité qui est inaccessible à nos méthodes d'observations les plus délicates, et qui, à coup sûr, n'influerait en rien sur la vie des animaux ou des plantes. Ainsi, ne nous y trompons pas, l'oxigène de l'air est consommé par les animaux, qui le convertissent en eau et en acide carbonique; il est restitué par les plantes qui décomposent ces deux corps. Mais la nature a tout disposé pour que le magasin d'air fût tel relativement à la dépense des animaux, que la nécessité de l'intervention des plantes pour la purification de l'air ne se fît sentir qu'au bout de quelques siècles.

» L'air qui nous entoure pèse autant que 581,000 cubes de

cuivre d'un kilomètre de côté ; son oxigène pèse autant que 134,000 de ces mêmes cubes. En supposant la terre peuplée de mille millions d'hommes, et en portant la population animale à une quantité équivalente à trois mille millions d'hommes, on trouverait que ces quantités réunies ne consomment en un siècle qu'un poids d'oxigène égal à 15 ou 16 kilomètres cubes de cuivre, tandis que l'air en renferme 134,000. Il faudrait 10,000 années pour que tous ces hommes pussent produire sur l'air un effet sensible à l'eudiomètre de Volta, même en supposant la vie végétale anéantie pendant tout ce temps.

»En ce qui concerne la permanence de la composition de l'air, nous pouvons dire avec toute assurance que la portion d'oxigène qu'il renferme est garantie pour bien des siècles, même en supposant nulle l'influence des végétaux, et que néanmoins ceux-ci lui restituent sans cesse de l'oxigène en quantité au moins égale à celle qu'il perd, et peut-être supérieure ; car les végétaux vivent tout aussi bien aux dépens de l'acide carbonique fourni par les volcans, qu'aux dépens de l'acide carbonique fourni par les animaux eux-mêmes.»

Il ne faut pas croire que lorsqu'on est renfermé dans un espace déterminé on peut consommer sans être incommodé les dernières portions d'oxigène que l'air renferme ; il ne faut pas que cette proportion dépasse le quart de celle qui existe. D'après cela, pour qu'un homme n'éprouve aucun malaise dans une salle bien close pendant 24 heures, l'espace doit être au moins de 14 mètres cubes.

Cherchons maintenant comment agit l'oxigène dans la respiration. Les plus belles recherches à cet égard sont dues à Priestley et Lavoisier. Ces savants ont reconnu, et ces faits ont été vérifiés depuis, que l'air expiré contient plus de vapeur d'eau, un peu moins d'oxigène, et plus d'acide carbonique que l'air inspiré ; que l'azote varie à peine dans ses proportions, enfin que le volume de l'air expiré est presque égal à celui de l'air inspiré. De ces faits, Lavoisier

et Laplace conclurent que dès que le sang veineux est mis en contact avec l'air, dans les vaisseaux capillaires des poumons, l'oxigène lui enlève une portion de son carbone qu'il convertit en acide carbonique, de son hydrogène qu'il convertit en eau. Ces deux produits sont rejetés par la contraction des poumons. Le sang veineux, ainsi privé d'une portion de carbone et d'hydrogène, recouvre toutes les propriétés de sang artériel.

Cette théorie de la respiration est extrêmement simple, le phénomène essentiel consiste en une véritable combustion. M. Edwards a constaté que ce n'était pas dans les poumons seulement, mais dans tout l'appareil circulatoire, que s'opérait cette remarquable transformation; quoi qu'il en soit, l'hypothèse de Lavoisier n'en est pas moins indubitable dans ses résultats définitifs. On a ainsi une explication bien simple de la production de la *chaleur animale.* MM. Dulong et Despretz ont cru qu'on ne pouvait ainsi rendre compte que des 9/10 de la chaleur produite; mais, en discutant les expériences de ces savants, on peut voir qu'il existe quelques chances d'erreur dans la méthode qu'ils ont employée, et qu'il est démontré, comme Lavoisier l'avait établi, que toute la chaleur animale vient de la respiration, qu'elle se mesure par le charbon et l'hydrogène brûlé pendant cet acte. C'était à ces recherches qu'était occupé notre immortel chimiste, quand la hache des terroristes vint trancher le cours d'une vie si utilement employée. Lavoisier périt le 8 mai 1794, à l'âge de cinquante ans.

§ II. Des métalloïdes.

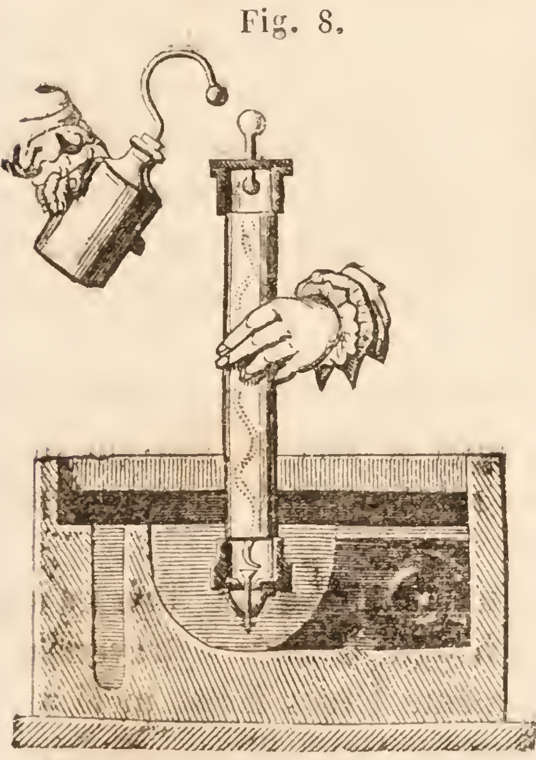
Différences qui existent entre les métalloïdes et les métaux. — Les métalloïdes sont au nombre de treize, savoir : l'oxigène, l'hydrogène, le bore, le silicium, le carbone, le phosphore, le soufre, le sélénium, l'iode, le brome, le chlore, le fluor et l'azote. Nous étudierons ces corps dans

le même ordre qu'ils se trouvent classés, parce qu'ils sont placés d'après leur degré d'affinité pour l'oxigène. Ils ont tous pour caractères principaux d'être électro-négatifs par rapport aux métaux; de conduire moins facilement le calorique et l'électricité, et surtout de former plus particulièrement des acides, pendant que les métaux forment le plus souvent des bases. — Nous avons parlé de l'oxigène dans le § précédent, nous n'y reviendrons pas.

HYDROGÈNE. (*Air inflammable.*) — Il est très répandu dans la nature; uni à l'oxigène, il constitue l'eau; uni au carbone et à l'oxigène, il constitue les matières végétales; enfin uni à l'azote, au carbone et à l'oxigène, il constitue les matières animales; à l'état de pureté, il est toujours gazeux.

L'hydrogène est incolore, inodore et insipide; sa pesanteur spécifique, très faible = 0,0688, ce qui permet de le transvaser facilement; sa puissance réfractive très considérable = 6,61436, ce qui est en rapport avec sa grande affinité pour l'oxigène, et, par conséquent, avec sa grande combustibilité. Il éteint tous les corps en combustion, il est impropre à la respiration, quoique n'étant pas délétère. De tous les métalloïdes il est le plus électro-positif.

Fig. 8.



Il résulte de ces propriétés qu'il doit s'unir facilement avec l'oxigène; en effet à chaud, ou au moyen d'une étincelle électrique, ces deux gaz, placés dans un eudiomètre (fig. 8), se combinent pour donner naissance à de l'eau. Cette combinaison se fait entre deux volumes

d'hydrogène et un d'oxigène, ou en poids 11,10 du premier, et 88,90 du second. La combinaison, par l'étincelle électrique, s'opère avec dégagement de calorique et de lumière, en même temps qu'une détonation plus ou moins vive a lieu.

Il est facile de se rendre compte de cette détonation : en effet, quand l'eudiomètre est presque en entier plein d'eau, et le reste rempli des deux gaz, par l'étincelle les gaz se combinent pour former l'eau, qui, étant à l'état de vapeur, en raison de la chaleur produite par la combustion, occupe plus d'espace que les gaz, et presse l'eau de haut en bas; mais bientôt cette vapeur, en contact avec l'eau froide, se condense et laisse un espace subitement rempli par l'eau, qui d'abord avait été refoulée; de ces deux effets instantanés résulte un double choc qui produit la détonation.

La combinaison pourra encore avoir lieu par une pression forte et subite, puisque, par ce moyen, il y aura production d'une forte chaleur.

Cependant, à froid, il est certains corps sous l'influence desquels la combinaison peut avoir lieu; tels sont le palladium, le rhodium, l'iridium et surtout le platine. En effet, si l'on dirige un courant d'hydrogène sur un morceau d'éponge de platine, le métal s'échauffera jusqu'au rouge, le gaz finira par s'enflammer, et le produit formé sera de l'eau.

L'hydrogène est peut-être le corps qui, en brûlant, produit la plus forte chaleur, aussi se sert-on souvent de sa combustion pour fondre des substances regardées comme infusibles.

Quoique l'hydrogène soit très combustible, l'on ne saurait l'enflammer avec une bougie allumée à travers une toile métallique très fine, même lorsqu'il est mêlé à de l'oxigène; cela tient à ce que le fil métallique refroidit la flamme à tel point que celle-ci ne pourra passer à travers la toile et atteindre l'hydrogène; c'est sur cette propriété

que Davy a fondé sa *lampe de sûreté*, si utile aux mineurs.

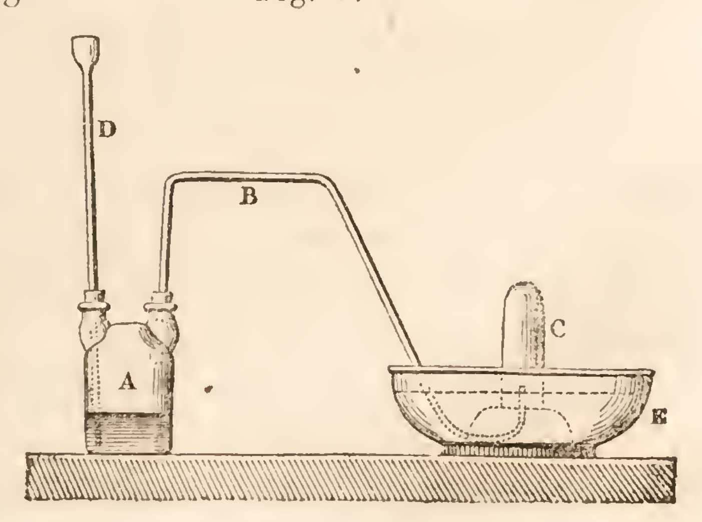
M. Bibra a fait des expériences sur la couleur que différents sels communiquent à la flamme de l'hydrogène. Les sels de potasse la colorent distinctement en violet, quoique faiblement; les sels de soude, en jaune intense; les sels de baryte, en vert clair; les sels de strontiane, en rouge très intense; les sels de chaux, en rose; les sels de bismuth et de mercure, en bleuâtre; les sels de cuivre, en vert; les combinaisons d'arsenic et d'antimoine, en blanc.

Caractères essentiels. — Le gaz hydrogène est facile à reconnaître, 1° à sa légèreté; 2° à ce qu'une bougie l'enflamme en produisant une légère détonation et un peu d'eau; 3° à ce qu'une bougie, plongée dans l'intérieur d'une cloche pleine de gaz, s'éteint après avoir mis le feu aux premières couches.

Usages. — On ne s'en sert guère que pour faire l'analyse de l'air, obtenir une haute température et remplir des ballons aérostatiques.

Préparation. — On prend de la tournure de zinc ou de fer, sur laquelle on verse de l'acide sulfurique étendu d'eau; l'eau est décomposée, son oxigène se combine au métal, lequel, oxidé, s'unit à l'acide et forme du sulfate de fer ou de zinc, pendant que l'hydrogène de l'eau, mis en liberté, se dégage.

Fig. 9.



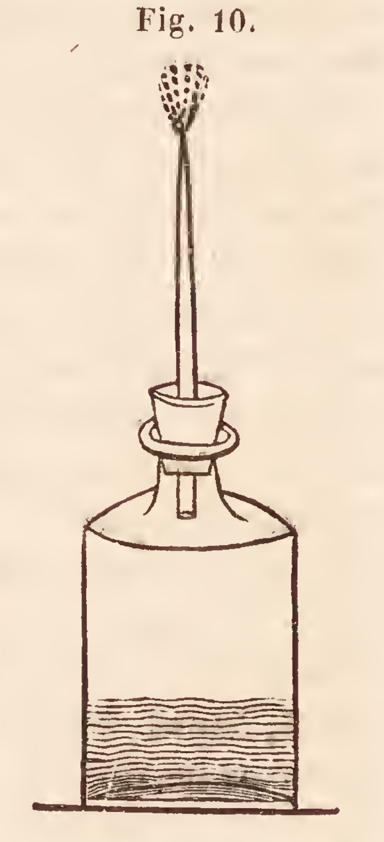
L'appareil (fig. 9) consiste en un flacon bitubulé A, dans lequel on met du zinc distillé; à l'une de ces tubulures est adapté un tube à trois courbures B, se rendant sous une clo-

che C, pleine d'eau et disposée sur la cuve à eau E; on verse peu à peu l'acide sulfurique étendu par le tube droit D.

On peut obtenir l'hydrogène en décomposant l'eau par la pile, comme nous l'avons exposé dans la Physique (p. 215).

L'hydrogène est un des corps les plus répandus de la nature, puisque c'est lui qui, combiné avec l'oxigène, constitue l'eau. Sa découverte ne date cependant que des premières années du XVIIe siècle; Boyle, Boerhave, en parlent dans leurs ouvrages, mais il ne fut bien étudié que par Cavendish en 1766.

Fig. 10.



Si on met du zinc ou du fer dans un flacon auquel est adapté un bouchon contenant un tube droit effilé par le bout et qu'on y verse de l'acide sulfurique étendu, il se dégage du gaz hydrogène qu'on peut enflammer par l'approche d'un corps en ignition. On a ainsi la lampe philosophique (fig. 10). L'homme peut, comme l'a montré Scheele, respirer de l'hydrogène pur mêlé à l'air. Après plusieurs inspirations le timbre de la voix est tout-à-fait changé.

DES COMBINAISONS DE L'HYDROGÈNE. — L'hydrogène, en se combinant avec les métalloïdes, donne naissance à des composés dont les propriétés sont si différentes qu'on peut les diviser en trois séries bien tranchées.

La première comprendra les composés neutres.

La seconde comprendra ceux dont les propriétés sont acides, on les nomme *hydracides.*

La troisième comprendra ceux dont les propriétés sont alcalines, telle est l'ammoniaque.

Les combinaisons neutres que forme l'hydrogène por-

tent généralement le nom d'*hydrures*; parmi elles, il n'en est que deux qui offrent quelque intérêt, ce sont celles qu'il forme avec le carbone et avec le phosphore.

BORE. — Découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard. Il ne se trouve jamais à l'état de pureté dans la nature ; il fait partie de trois combinaisons naturelles : ce sont l'acide borique, le borate de soude et le borate de magnésie.

Le bore est solide, pulvérulent, insipide, inodore, d'un brun verdâtre, d'une pesanteur spécifique plus grande que celle de l'eau. Soumis à l'action d'une forte chaleur, il n'éprouve aucune altération, si ce n'est qu'il se raçornit un peu, d'où il suit qu'il est infusible.

L'oxigène à froid n'a aucune action sur le bore, mais à chaud la combinaison s'opère promptement ; il en résulte de l'acide borique qui, en se fondant, recouvre toujours un peu de bore que l'on a pris, pendant quelque temps, pour de *l'oxide de bore*.

Le bore possède la singulière propriété de se diviser dans l'eau pure au point de filtrer avec elle ; mais pour peu que l'eau contienne des sels, ce phénomène n'a plus lieu. Il en est de même si l'on chauffe fortement le bore. Ce corps est sans usages.

Préparation. — On l'obtient en décomposant l'acide borique avec du potassium ou du sodium. On réduit en fragments le métal et l'acide borique ; on les place, couche par couche, dans un tube de cuivre, que l'on chauffe ensuite avec la lampe à alcool. Bientôt le métal s'empare de l'oxigène de l'acide borique, forme de l'oxide qui se combine à une certaine quantité d'acide borique pour former du borate, pendant que le bore de l'acide décomposé devient libre ; l'eau bouillante dissout le borate et le filtre retient le bore.

SILICIUM. — C'est un corps qui existe en grande quantité dans la nature à l'état de combinaison avec l'oxigène, il a été découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard, étudié par

M. Berzélius; c'est un corps d'une couleur brune noirâtre, sans éclat métallique, sans odeur, sans saveur, infusible. Il s'obtient par l'action réductive du potassium.

CARBONE. (*Charbon pur.*) — Il est très répandu dans la nature à l'état de combinaison ; toutes les matières animales ou végétales en contiennent de grandes quantités ; il fait partie de l'acide carbonique et de tous les carbonates. A l'état de pureté on ne l'a trouvé que dans le diamant.

Au premier abord il semble difficile d'admettre que le diamant, le plus pur, le plus limpide des minéraux, est de même nature que ce corps noir opaque que nous appelons charbon ; mais les expériences les plus variées ont convaincu les chimistes de l'identité parfaite de ces deux corps d'aspect si différent et doués de propriétés physiques si opposées. Ce n'est que vers la fin du siècle dernier qu'on s'est fait une idée exacte de cette identité, et cette grande découverte est encore due à Lavoisier. Les anciens, qui connaissaient le diamant, le regardaient comme une matière incombustible. En 1495, Côme III, grand-duc de Toscane, fit faire des expériences remarquables par les membres de l'Académie *del Cimento*. Le diamant, placé au foyer d'un miroir ardent, disparut au bout d'un certain temps ; on reconnut également la combustion complète du diamant à l'aide de fourneaux ordinaires, lorsque ce corps a le contact de l'air, et qu'il était indestructible par l'action du feu le plus violent lorsqu'il était parfaitement garanti du contact de l'air. Mais ce fut Lavoisier qui s'assura par la combustion du diamant en vases clos, que ce corps produisait ainsi de l'acide carbonique, qu'il en était de même du charbon de bois ; et il en tira la conséquence que le premier de ces corps devait contenir le même principe combustible que le second, c'est-à-dire du carbone. Depuis, il a été parfaitement constaté que le diamant est du carbone pur, qu'il consume dans sa combustion la même quantité de gaz oxigène que le charbon pur pris sous le même poids, et qu'il fournit une égale quan-

tité d'acide carbonique dont le poids représente exactement celui de l'oxigène et celui du diamant ou du charbon. Ce résultat doit lever toutes les incertitudes sur l'identité absolue de ces deux substances. Une chose fort remarquable, c'est que bien long-temps avant qu'on pensât à soumettre le diamant à l'épreuve du feu, le génie de Newton lui avait fait entrevoir que ce corps devait être éminemment combustible. Des considérations tirées des propriétés optiques qu'il présente avaient seules conduit l'illustre Anglais à émettre une idée si vraie, qui resta ignorée du monde savant jusqu'en 1792.

Le *diamant* se trouve aux Indes-Orientales et au Brésil ; il se présente sous la forme de cristaux très brillants, limpides et transparents ; mais le plus souvent il est recouvert d'une croûte plus ou moins épaisse.

Il accompagne une sorte de terrain arénacé et ferrugineux que les naturels nomment cascalho.

Ce corps est le plus dur de tous les corps connus, il les raie tous et ne peut être attaqué que par sa propre poussière. Sa poussière est noirâtre, même quand elle provient de diamants incolores. Sa puissance réfractive = 3,1961. Chauffé dans des vaisseaux clos, il ne s'altère aucunement ; mais si on le chauffe en présence de l'air, il ne tarde pas, si la température est élevée, à s'emparer de l'oxigène de l'air et à passer à l'état d'acide carbonique.

Il est employé comme objet de luxe ; on s'en sert encore pour rayer les autres corps et surtout pour couper le verre.

La *plombagine*, désignée encore sous le nom de graphite, de mine de plomb, de crayon noir, est une variété de carbone plus ou moins impure qui se présente en masses informes d'un gris noirâtre avec le brillant métallique. Cette substance existe dans les terrains d'ancienne formation ; on la considérait jadis comme un carbure de fer, mais il est bien reconnu aujourd'hui que ce n'est qu'une variété de

carbone mélangé de terre et d'oxide de fer. On emploie la plombagine pour faire des crayons.

L'*anthracite* est une substance charbonneuse noire employée comme combustible. Elle a un éclat presque métallique ; elle tache les doigts en noir foncé ; elle est opaque, friable, sèche au toucher. On la trouve encore dans des terrains anciens.

Houille. — On donne ce nom, qui vient du mot saxon *hulla*, à une matière charbonneuse qu'on trouve en masses assez considérables dans le sein de la terre, et qui est formée essentiellement de carbone et de bitume, associés à une proportion variable de matières terreuses. C'est le combustible le plus abondant et sans contredit le plus précieux, puisqu'il permet à l'homme d'économiser les bois qui naissent à la surface du sol, et de suppléer à la lenteur de leur accroissement. C'est la base de toutes les industries qui ont besoin de production de chaleur ; c'est une source intarissable de richesse et de puissance pour les peuples qui possèdent des mines de cette substance, qu'on appelle souvent charbon de terre. La houille se rencontre dans la série inférieure des terrains secondaires. Les mines de houille les plus abondantes sont en Angleterre et en Belgique. En France on compte 42 départements au moins qui présentent des gisements de houille ; les plus célèbres sont ceux de Saint-Étienne, du Creuzot, d'Anzin.

Certaines variétés de carbone sont plus difficiles à brûler, comme, par exemple, le diamant et la plombagine. On emploie alors l'appareil ci-contre (fig. 11) ; c'est un tube de

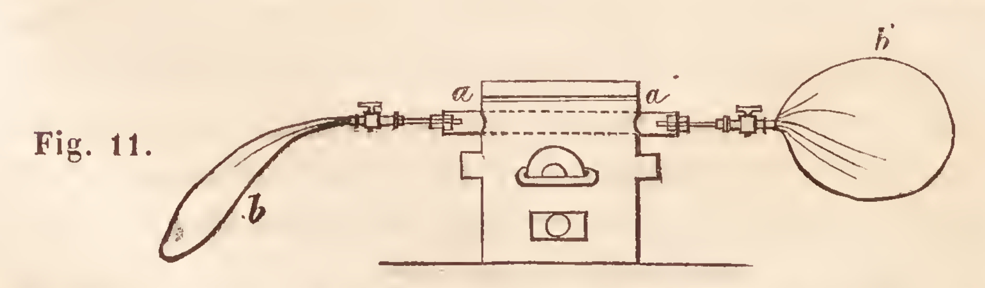


Fig. 11.

porcelaine *aa* luté placé dans un fourneau, et auquel sont

adaptées, au moyen de tubes en verre, deux vessies bb', l'une pleine de gaz oxigène, et l'autre vide ; le diamant ou la plombagine est renfermé au milieu du tube, qu'on maintient au rouge pendant toute la durée de l'opération ; on fait passer et repasser le gaz à travers ce tube en comprimant alternativement les deux vessies. Ce n'est qu'au bout d'un temps assez long que le diamant ou la plombagine disparaît en transformant l'oxigène en acide carbonique sans changer son volume. Lavoisier a opéré la combustion du diamant en le plaçant au centre d'une grande cloche pleine d'oxigène et en faisant tomber sur lui les rayons solaires accumulés au moyen d'une forte lentille ; le diamant brûle avec une lumière tranquille et d'un rouge si brillant qu'elle est visible même à la plus grande clarté du soleil. La chaleur développée est si considérable que des fils de platine peuvent se fondre.

Charbons. — Ce que l'on nomme charbon est toujours un mélange de beaucoup de carbone, d'un peu d'hydrogène, et de plus ou moins de sels qui constituent la cendre. Dans les charbons qui proviennent de matières animales, on trouve une assez forte proportion d'azote. La quantité de carbone que contient le charbon varie selon l'espèce de charbon. Par exemple, le charbon de sapin contient 98,56 de carbone, celui de buis ordinaire non calciné, 97,85 ; celui qui provient des matières animales non terreuses n'en contient que 71,7. Le reste est de l'azote. On peut donc reconnaître le charbon végétal ou hydrogéné, et le charbon animal ou azoté.

Le charbon végétal est solide, noir, fragile, très poreux, inodore, insipide et plus pesant que l'eau. S'il contient peu de matières étrangères il conduit bien le calorique ; dans le cas contraire, il le conduit très peu. Il ne conduit bien le fluide électrique que lorsqu'il a été fortement calciné ; la braise de boulanger est dans ce cas, aussi peut-on s'en servir avec avantage pour entourer les pieds des paratonnerres.

Soumis à une forte chaleur, en vase clos, le charbon perd l'eau qu'il a absorbée, et donne, de plus, une certaine quantité de gaz composé d'oxide de carbone, d'hydrogène et peut-être d'hydrogène carboné.

L'oxigène s'y combine très facilement. La combinaison se fait directement, et donne lieu tantôt à de l'acide carbonique, tantôt à de l'oxide de carbone. Prenez un flacon plein d'oxigène, plongez-y un morceau de charbon offrant un point en ignition; aussitôt ce dernier brûlera avec éclat en fixant l'oxigène et produisant de l'acide carbonique.

Le charbon possède, comme tous les corps poreux, la singulière propriété d'absorber les gaz, et cette absorption est influencée par des circonstances de différentes natures. 1° Plus la température est basse, plus est grande l'absorption. 2° L'absorption est d'autant plus grande que la pression est plus forte. 3° L'absorption dépend de la nature des gaz. Ceux qui sont le plus absorbés, sont le gaz ammoniac, l'acide chlorhydrique; ceux qui le sont le moins sont l'hydrogène et l'azote. 4° Certains charbons absorbent moins que certains autres à cause du diamètre de leurs pores; par exemple, celui de liége absorbe très peu d'air, celui de sapin absorbe quatre fois et demie son volume; celui de buis sept fois et demie, et la houille de Rastiberg dix fois et demie. Ce qui revient à dire qu'il absorbe d'autant plus qu'il est plus dense. Cependant ceux qui sont très denses n'en absorbent pas, par exemple le charbon d'huile. 5° Le nombre des pores influe aussi sur l'absorption; du charbon de bois entier a absorbé sept fois un quart son volume d'air atmosphérique, pendant que le même charbon pulvérisé n'en a absorbé que quatre fois un quart. Dans ce dernier cas le nombre des pores est diminué. 6° Enfin, plus le vide des pores est exact, plus l'absorption est grande.

M. de Saussure, à qui l'on doit la connaissance de ces

détails, s'est assuré que, de tous les corps poreux, celui qui possède cette propriété au plus haut degré, est le charbon de buis. Ainsi, une mesure de charbon de buis absorbe :

90 mesures de gaz ammoniac ; — 85 de gaz acide chlorhydrique ; — 65 de gaz acide sulfureux ; — 55 de gaz sufhydrique ; — 40 de gaz protoxide d'azote ; — 35 de gaz acide carbonique ; — 35 de gaz hydrogène carboné ; — 9,42 de gaz oxide de carbone ; — 9,25 de gaz oxigène ; — 7,5 de gaz azote ; — 1,75 de gaz hydrogène.

Caractères essentiels. — Le carbone brûlé avec l'oxigène donne de l'acide carbonique qui trouble l'eau de chaux.

Préparation. —Dans les arts on le prépare (le charbon) en plaçant du bois dans de grandes cornues en fonte, et chauffant au rouge. Le bois peu à peu se décompose ; il en résulte de l'eau, de l'acide acétique, de l'acide carbonique, de l'oxide de carbone, de l'hydrogène carboné, du goudron et du charbon, qui reste dans la cornue pendant que les autres corps se dégagent et sont reçus dans un récipient particulier. Cette manière de préparer le charbon est économique ; car, d'une part, la décomposition se faisant sans le contact de l'air, on obtient plus de charbon, et, de l'autre, parce qu'on peut tirer parti de l'acide acétique qui se produit.

Le carbone pur est très difficile à obtenir. On a proposé de chauffer fortement le noir de fumée ; mais M. Braconnot a montré qu'il contenait beaucoup d'autres matières. Le meilleur moyen consiste à décomposer par le feu, en vase clos, une matière organique pure, telle que la fécule ou mieux le sucre cristallisé ; le carbone est alors presque pur.

Le *charbon animal* diffère peu du charbon végétal ; cependant ce qui l'en distingue, c'est sa composition et la manière dont il se comporte avec les matières colorantes. En effet, d'après MM. Bussy et Payen, le charbon animal

possède une propriété décolorante au moins trois fois plus forte que le charbon végétal. Ils ont vu de plus que les charbons animaux différaient d'intensité selon qu'ils étaient mats ou brillants ; que, dans le premier cas, le pouvoir décolorant était bien plus grand que dans le second. Enfin, ils ont cherché de quelle manière le charbon agissait sur les matières colorantes. Si l'on fait une dissolution dans l'eau de sulfate d'indigo, puis qu'on y ajoute du noir animal en agitant convenablement ; par la filtration, la liqueur, de bleue qu'elle était, passe incolore. Si l'on traite ensuite le charbon qui a servi à décolorer la liqueur par une dissolution de soude ou de potasse, puis qu'on filtre, la liqueur passe colorée en bleu. Il résulte de cette expérience que l'on peut attribuer le phénomène à une action chimique, faible à la vérité, pendant laquelle le charbon joue le rôle d'une base, et l'indigo celui d'acide. En effet, dans la première partie de l'expérience, l'indigo se combine au charbon ; mais, dans la seconde, la soude ou la potasse, qui sont une base énergique, s'emparent de l'indigo pendant que le charbon devient libre.

Usages. — Le charbon est très employé ; il entre dans la composition de la poudre à canon, de l'encre d'imprimerie; on s'en sert pour enlever la mauvaise odeur des matières putréfiées; c'est surtout pour décolorer les liquides et pour opérer la réduction des métaux qu'il est d'un emploi fréquent.

Des combinaisons du carbone. — Le carbone se combine avec l'hydrogène, le soufre, le chlore et l'azote. Parmi ces combinaisons, une seule est importante : c'est la combinaison du carbone et de l'azote. On a désigné ces sortes de combinaisons sous le nom de *carbures*, ce qui n'est pas conforme à la nomenclature, puisque, par exemple, dans le *carbure de chlore*, c'est le chlore qui est le plus électronégatif ; dans ce cas, il vaut donc mieux dire *chlorure de carbone*. Nous devons faire remarquer ici qu'il n'est point

indifférent de désigner ce corps par ces deux manières, quand on emploie les mots proto ou deuto. En effet, si nous voulons employer ces deux dénominations pour les chlorures de carbone, nous sommes forcés de dire *protochlorure de carbone* ou *deutocarbure de chlore* pour désigner le même corps. On conçoit de suite, par cet exemple, quelle confusion jette dans le langage chimique une semblable liberté.

COMBINAISONS DU CARBONE ET DE L'HYDROGÈNE. — Ces combinaisons sont très intéressantes à étudier parce qu'elles font partie d'un produit très utile, le gaz de l'éclairage. Long-temps on a cru que le carbone ne se combinait avec l'hydrogène qu'en deux proportions; plus tard Dalton découvrit une troisième combinaison; enfin, dans ces derniers temps, on en a trouvé une foule d'autres. Nous devons traiter ici des deux combinaisons les mieux étudiées: ce sont le protocarbure et le bicarbure d'hydrogène. Nous trouverons occasion plus tard de parler des autres.

PROTOCARBURE D'HYDROGÈNE. (*Hydrogène protocarboné, gaz inflammable des marais.*) — Ce gaz est insipide, inodore, sans couleur, insoluble dans l'eau; sa densité = 0,5595, égale à deux fois celle de l'hydrogène, plus une fois celle de la vapeur du carbone; mêlé à l'air ou l'oxigène, il détone sur-le-champ par l'étincelle électrique; si l'on allume un jet de ce gaz dans l'air, il y brûle avec une flamme jaunâtre. Le chlore peut le décomposer instantanément; à la température rouge, il s'empare de l'hydrogène, forme de l'acide chlorhydrique, et met le carbone à nu.

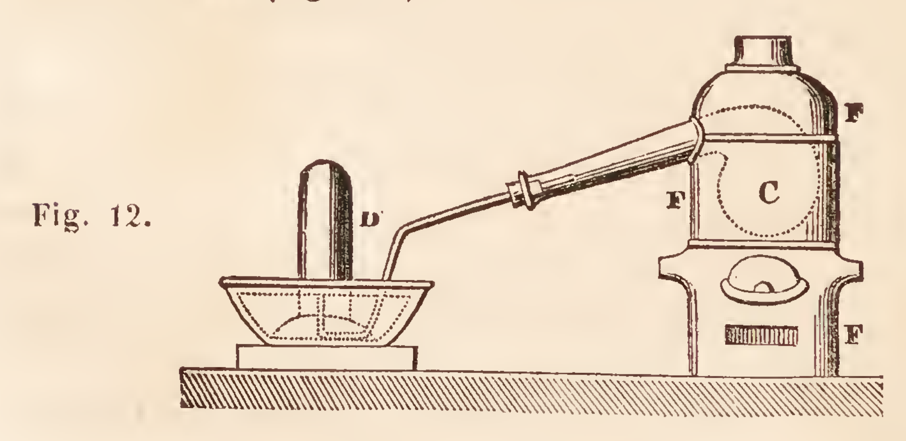
Ce gaz se trouve dans la vase des marais et de toutes les eaux stagnantes; de temps en temps, il vient crever sous formes de bulles à la surface du liquide; il provient sans doute de la décomposition qu'éprouvent sous l'eau les matières organiques, surtout en été. On le trouve dans certaines mines: de là le nom de *mofette des mines*; c'est lui

qui produit ces feux naturels que l'on voit sur la pente septentrionale des Apennins, etc.

Pour l'obtenir, il suffit d'agiter la vase, et de recevoir le gaz qui se dégage, en tenant au-dessus des flacons pleins d'eau et munis de larges entonnoirs.

L'analyse y a démontré un peu de gaz carbonique, d'azote et d'oxigène ; on peut en séparer l'oxigène avec le phosphore, et l'acide carbonique avec de la potasse ; mais on ne peut le priver du peu d'azote qu'il contient. Abstraction faite des gaz que nous venons de citer, il absorbe en brûlant deux fois son volume d'oxigène, et produit un volume d'acide carbonique égal au sien ; d'où l'on peut voir qu'il est formé d'un volume de vapeur de carbone, et de deux volumes d'hydrogène, condensés en un seul, $=$ CH. M. Persoz, puis M. Dumas, ont indiqué un procédé très facile pour préparer le gaz des marais. Il consiste à mélanger 40 parties d'acétate de soude cristallisé, 40 parties de potasse et 60 parties de chaux vive en poudre ; on chauffe doucement le mélange dans une cornue C, contenue dans un fourneau FF, et on reçoit le gaz produit sous l'eau dans une cloche D (fig. 12).

Fig. 12.



Bicarbure d'hydrogène. (*Hydrogène bicarboné, gaz oléfiant. Gaz de l'éclairage.*) — Ce gaz est incolore, insipide, d'une odeur empyreumatique, éteignant les corps en combustion ; sa densité $=$ 0,9852 (Théodore de Saussure).

Quand on le fait traverser un tube de porcelaine incandescent, il est décomposé en charbon qui se dépose et en gaz dont le volume est presque double. Si la chaleur est assez forte, et surtout si l'on fait passer le gaz à plusieurs reprises différentes, ou mieux si l'on y fait passer une grande quantité d'étincelles électriques, on obtient le double d'un gaz qui n'est plus que de l'hydrogène pur; d'où il résulte que tout le charbon s'est déposé. L'air ni l'oxigène ne le décomposent à la température ordinaire, pendant qu'au contraire l'un et l'autre le décomposent à une température élevée, en formant de l'eau et de l'acide carbonique. Si l'air ou l'oxigène était préalablement mêlé au gaz au moment où l'on approcherait une bougie enflammée, il y aurait instantanément détonation.

L'eau en dissout le sixième de son volume.

Le chlore peut le décomposer et former un liquide oléagineux qu'on nomme *hydro-bicarbure de chlore*, qui est une sorte d'éther. Cette propriété a fait donner au gaz hydrogène bi-carboné le nom de gaz oléfiant.

Le soufre et l'iode peuvent également le décomposer : le premier, à la chaleur de la lampe, en formant de l'acide sulfhydrique avec son hydrogène, et le second en formant un composé cristallisé, analogue par sa composition à celui que forme le chlore, mais dans lequel le chlore est remplacé par l'iode.

Préparation. — Le bicarbure d'hydrogène n'existe pas dans la naure; on l'obtient en chauffant dans une cornue quatre parties d'acide sulfurique concentré et une d'alcool; peu à peu le gaz se dégage, et on le reçoit dans des vases sur le mercure (fig. 13); ce gaz est toujours accompagné

Fig. 13.

d'acide sulfureux et d'acide carbonique qui se produisent toujours ; mais en l'agitant avec un peu de potasse caustique, qui dissout les deux gaz acides, on l'obtient pur. Pour concevoir la formation de ce gaz, il faut se représenter l'alcool comme formé de bi-carbure d'hydrogène et d'eau ; dans cette hypothèse, qui paraît être la vraie, l'acide sulfurique avide d'eau s'empare de celle qui constitue l'alcool, et laisse à nu le bicarbure qui se dégage. Mais pendant la réaction, un peu d'acide sulfurique est décomposé en acide sulfureux qui se dégage, et en oxigène, qui décompose un peu de bi-carbure, en formant de l'eau et de l'acide carbonique.

L'analyse a démontré que ce gaz était formé de deux volumes de vapeur de carbone, et de deux volumes d'hydrogène, condensés en un seul, $= C H^2$.

Il existe une foule d'autres combinaisons de carbone et d'hydrogène dans les mêmes proportions, mais dans d'autres états de condensation, et qui peuvent porter également le nom de bicarbure d'hydrogène ; tels sont le méthylène ($C H^2$), le bicarbure gazeux ($C^2 H^4$), le bicarbure liquide, l'huile douce de vin concrète, la paraffine, l'essence de rose concrète, le cétène ($C^{32} H^{64}$), l'eupione, le caoutchène, etc., produits qui sont étudiés dans les cours de chimie organique.

L'hydrogène bicarboné est employé en France et en Angleterre pour l'éclairage ; mais celui dont on se sert provient, soit de la distillation de la houille, soit de la décomposition de la résine, de l'huile, par une haute température. Seulement, alors les gaz ne sont pas purs, ce qui est sans inconvénient pour l'objet en vue duquel ils sont préparés.

L'idée d'éclairer par le gaz hydrogène carboné appartient à Philippe Lebon, ingénieur français. Dans ses premiers appareils Lebon distillait du bois pour en recueillir le gaz, le goudron, l'acide pyroligneux; mais son Mémoire,

publié en 1801, annonçait la possibilité de distiller toutes les substances grasses. A la mort de Lebon, que l'indifférence de ses concitoyens avait vivement affecté et qui s'était ruiné dans ses essais, personne en France ne continua ses recherches; mais les Anglais surent habilement s'emparer de ses idées et les mettre en pratique. En 1805, plusieurs fabriques de Birmingham, et entre autres les ateliers du célèbre Watt, furent éclairés par le gaz, par les soins de Windsor et Murdoch; mais ce n'est qu'en 1810 qu'on établit à Londres la première usine pour l'éclairage public. C'est seulement en 1818 que ce mode d'éclairage fut introduit en France. Il résulte de calculs précis, dus à M. Péclet, que la lumière des bougies de cire est seize fois plus chère que celle du gaz; que ce gaz de l'éclairage présente une économie de près de moitié sur l'éclairage à l'huile, et des deux tiers sur celui au suif.

L'odeur infecte qui accompagne ce gaz et qui est due à des huiles pyrogénées, n'est pas aussi désavantageuse qu'on le pense, car elle avertit ainsi facilement des dangers auxquels exposent les fuites du gaz de l'éclairage, et qui sont de deux ordres : 1° des explosions qui se renouvellent trop souvent lorsqu'on approche des lumières d'une fuite de gaz; 2° l'asphyxie que ce gaz détermine, comme on en a eu un récent et déplorable exemple à Strasbourg.

PHOSPHORE. *Historique.* — En 1669 un bourgeois de Hambourg, nommé Brandt, dans l'espoir de trouver un agent susceptible de convertir les métaux en or, fit de longues recherches sur l'urine; il ne découvrit point la pierre philosophale, mais il trouva un des corps les plus intéressants de la chimie, le *phosphore.* Kunkel, qui eut connaissance de cette découverte, envoya son ami Kraft à Hambourg pour acheter le secret de cette préparation. Kraft l'acheta; mais il ne voulut point le communiquer à Kunkel, qui, à force de travaux, parvint à l'extraire. Boyle en fit autant; mais ce procédé ne fut connu qu'en 1707.

Le gouvernement français acheta d'un étranger le secret de sa préparation. On ne retirait après de grands travaux que 120 grammes de phosphore de 5 muids d'urine ; mais Schéele et Gahn le découvrirent dans les os des animaux, et depuis ce temps on l'obtient avec facilité.

Propriétés. — Le phosphore est solide à la température ordinaire, insipide, d'une odeur faiblement alliacée. A l'état de pureté, il est si flexible qu'on peut le plier sept à huit fois en sens inverse sans le rompre. 1/600e de soufre suffit pour le rendre cassant. L'ongle le raie facilement ; sa pesanteur spécifique $=$ 1,77. Sa couleur varie : à l'état ordinaire, il est transparent et jaunâtre ; mais si on le refroidit brusquement après l'avoir fait fondre, il devient noir et opaque, pour redevenir transparent par un refroidissement lent. On ne sait à quoi attribuer ce phénomène. Placé dans l'obscurité, il y est lumineux ; de là le nom qu'on lui a donné. Soumis à l'action de la chaleur, il fond à 43°, et si alors on le laisse refroidir lentement, puis que l'on perce la croûte qui se forme à sa surface et que l'on fasse écouler les parties encore liquides, on trouve les autres cristallisées en aiguilles ou en octaèdres. Si, pendant qu'il est fondu, on l'agite avec un liquide (alcool, éther, eau), jusqu'à refroidissement, on peut le réduire en poudre plus ou moins fine. Chauffé en vaisseau clos, il se volatilise, de là vient qu'on peut le distiller. Cette distillation a lieu bien au-dessous de la chaleur rouge, et doit être conduite avec beaucoup de précaution, car ce corps brûle avec une grande facilité.

Exposé aux rayons solaires, le phosphore devient rouge, et cela tout aussi bien dans le vide, dans l'hydrogène, l'azote, que dans l'air. On a attribué cette propriété à un peu d'eau qui serait décomposée et formerait de l'oxide rouge ; mais d'autres pensent que cela tient à un arrangement moléculaire particulier.

Aussitôt que le phosphore se trouve en contact avec le

gaz oxigène, à une température élevée, il y brûle avec éclat et il se produit des vapeurs blanches d'acide phosphorique anhydre et aussi toujours un peu d'oxide rouge. Audessous de 27° et sous la pression de 76 centimètres, le phosphore n'agit point sur l'oxigène à moins que la pression ne soit diminuée; mais toutefois, quelle que soit cette diminution, l'action n'a plus lieu à + 5°. Si, au lieu de diminuer la pression on l'augmente, il faudra une plus forte température pour déterminer la combustion du phosphore. Ce qu'il y a de plus remarquable, c'est que l'addition d'une petite quantité d'azote, d'hydrogène ou d'acide carbonique, produit le même effet qu'une diminution de pression; ce qui a fait penser à M. Bellani de Monza, à qui l'on doit ces observations, que les atomes d'un même gaz avaient encore une certaine force attractive, qui était diminuée par la présence d'un autre gaz. Cette propriété nous explique assez pourquoi le phosphore brûle à l'air en donnant lieu à de l'acide phosphatique.

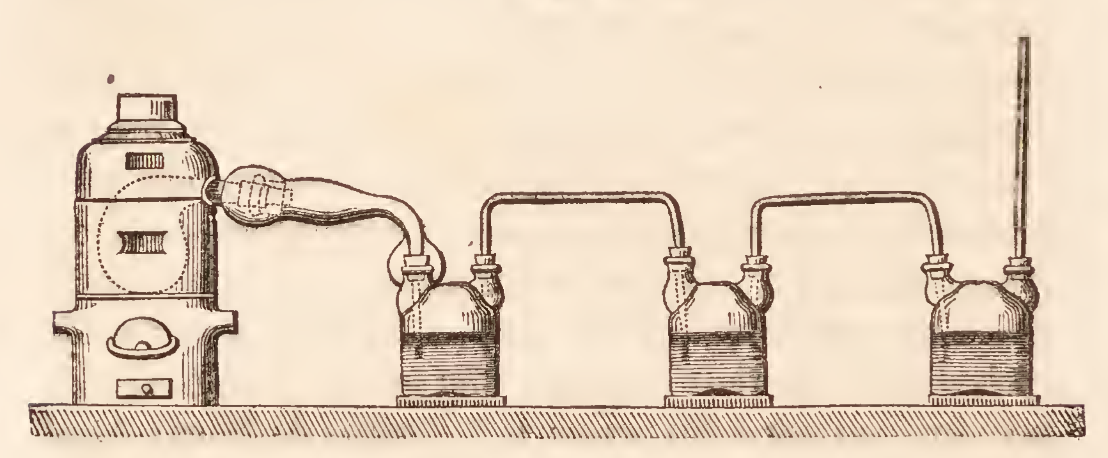
L'eau ne dissout point le phosphore; mais si cette eau contient de l'air, il se fait de l'oxide rouge, surtout sous l'influence de la lumière, et probablement de l'acide phosphoreux qui se dissout dans l'eau; le fait est que l'eau devient acide. Cette raison fait qu'on doit le conserver dans de l'eau bouillie et refroidie. Cependant, au bout de quelque temps, les bâtons se recouvrent d'une croûte que l'on prenait pour un oxide particulier, mais que M. Pelouze a démontré n'être que de l'hydrate formé de quatre atomes de phosphore et d'un atome d'eau.

Le phosphore ne se trouve pas pur, mais à l'état de combinaison, dans les os constituant du phosphate de chaux : il fait partie de la matière cérébrale, et des nerfs et de la laitance de la carpe.

Préparation. — On prend du phosphate acide de chaux qu'on réduit en consistance sirupeuse; on mêle ce sel avec le quart de son poids de charbon et l'on fait sécher le mé-

lange ; on l'introduit alors dans une cornue de grès lutée (fig. 14), placée dans un fourneau à réverbère : on lute au col de la cornue une allonge en cuivre qui plonge dans

F ig. 14.



un flacon contenant de l'eau ; de la seconde tubulure, part un nouveau tube qui se rend dans une deuxième flacon muni d'un tube droit pour le dégagement du gaz. On chauffe peu à peu et fortement la cornue, au bout de deux heures il commence à se dégager des gaz oxide de carbone, hydrogène carboné et phosphoré, qui proviennent de la décomposition, par le charbon, de l'eau que contenait le mélange; enfin, au bout de quatre heures de feu apparaît le phosphore qui vient se condenser dans l'eau du flacon, dans l'allonge et dans le col de la cornue. Le phosphore refroidi est placé dans une peau de chamois, dont on fait un nouet que l'on comprime au milieu d'eau bien chaude. Le phosphore traverse la peau, abandonnant sur elle un peu de charbon et surtout d'oxide de phosphore. Le phosphore encore fondu est moulé dans un tube, ce qui se fait en plongeant l'une de ses extrémités au milieu de la masse, et aspirant avec la bouche par l'autre extrémité; quand le tube est aux trois quarts à peu près plein, on le place dans l'eau froide pour solidifier le phosphore.

Usages.— Le phosphore est employé pour faire l'analyse de l'air ; on en fait des briquets phosphoriques. Son action sur l'économie animale est des plus violentes; il est consi-

déré comme un puissant stimulant. On en fait actuellement une grande consommation pour les allumettes phosphoriques.

COMBINAISONS DU PHOSPHORE.—Le phosphore se combine avec l'hydrogène, le soufre, le sélénium, l'iode et le chlore.

COMBINAISONS DU PHOSPHORE AVEC L'HYDROGÈNE. — Le phosphore en se combinant avec l'hydrogène produit une combinaison extrêmement remarquable qui jouit de la propriété de s'enflammer spontanément au contact de l'air. Plusieurs chimistes admettent deux phosphures d'hydrogène différents, d'autres n'en reconnaissent qu'un seul. Nous allons faire connaître les caractères qu'on a assignés à l'un et à l'autre; le second est de beaucoup le plus important.

PROTOPHOSPHURE D'HYDROGÈNE. (*Hydrogène protophosphoré.*) — Ce gaz est incolore, d'une odeur désagréable, analogue à celle de l'arsenic en vapeur. Sa pesanteur spécifique = 1,214. Il ne s'enflamme pas à la température ordinaire, mais bien si la température est un peu élevée.

L'eau en dissout le huitième de son volume à la température ordinaire.

Le protophosphure d'hydrogène se forme dans les mêmes circonstances que le gaz suivant, seulement sa production est plus fréquente en raison de ce qu'il est plus stable.

On prépare ce gaz en chauffant une dissolution concentrée d'acide hypophosphoreux, phosphoreux ou phosphatique. L'eau se décompose, son oxigène s'unit à une portion de l'acide lui-même pour le transformer en acide phosphorique, pendant que son hydrogène se combine à une partie de phosphore pour former l'hydrogène phosphoré qui se dégage, et que l'on reçoit sous des cloches pleines de mercure.

L'analyse a démontré à M. Dumas, pour sa composition, trois volumes d'hydrogène et un volume de vapeur de phosphore, condensés en deux volumes = H^3 P. Il est sans usages.

Sesqui-phosphure d'hydrogène. — Découvert par Gengembre ; il est toujours gazeux, sans couleur. Son odeur est très forte et analogue à celle de l'ail ou de l'ognon ; sa saveur est amère ; sa densité = 1,761.

Exposé à une température élevée, il perd le tiers de son phosphore, et devient protophosphure ; on pensait qu'abandonné à lui-même pendant deux ou trois jours, il subissait le même changement. Mais, M. Rose a démontré qu'on pouvait le conserver très long-temps sans altération, et que le phosphore en excès se déposait seul.

Si on le fait passer dans un tube étroit avec de l'air ou de l'oxigène, il se forme des vapeurs blanches sans dégagement de lumière, et le phosphore acidifié se dépose, pendant que l'hydrogène devient libre. Si au lieu d'un tube étroit on fait usage d'un tube large, il se produit tout-à-coup des vapeurs blanches, et de plus une combustion très vive. Ce qui tient dans le premier cas à ce que les parois, trop rapprochées du tube étroit, enlèvent la chaleur à mesure qu'elle se développe.

La propriété que possède ce gaz de s'enflammer spontanément est caractéristique, et permet de toujours le reconnaître. En effet, que l'on fasse passer ce gaz, bulle à bulle, dans l'air, aussitôt chaque bulle en s'enflammant donne naissance à de la vapeur d'eau et d'acide qui s'élèvent sous forme d'auréoles blanches ; c'est une des plus jolies expériences à exécuter dans un cours.

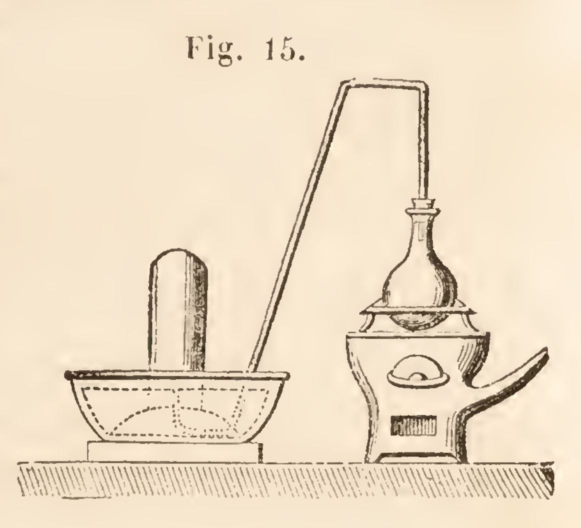
L'hydrogène phosphoré est un peu soluble dans l'eau.

On pense que ce gaz se forme dans les lieux où se trouvent enfouies des matières animales, et que traversant les fissures du terrain, il arrive dans l'atmosphère, s'enflamme, et produit ce qu'on désigne sous le nom de *feux follets*. En

effet, on sait que certaines matières animales, telles que la matière cérébrale, contiennent du phosphore, qui peut s'unir à l'hydrogène au moment où la décomposition putride s'opère.

Préparation. — On obtient le sesqui-phosphure d'hydrogène en chauffant dans une fiole une pâte faite avec de la chaux, du phosphore coupé et de l'eau; le gaz ne tarde pas à se produire et à se dégager (fig. 15). L'eau se décompose, cède son hydrogène à une partie de phosphore pour former le gaz sesqui-phosphure, tandis que l'oxigène s'unit à l'autre pour former de l'hypophosphite de chaux. Remarquons ici que M. Dumas n'a jamais pu parvenir à l'obtenir exempt d'hydrogène.

Fig. 15.



Composition. — M. Dumas, qui a fait l'analyse du sesqui-phosphure d'hydrogène, l'a trouvé formé d'un volume et demi de vapeur de phosphore, et de trois volumes d'hydrogène, condensés en deux volumes; d'où la formule H^2P.

Dans ce dernier temps, M. Rose a été porté à considérer les deux gaz précédents comme isomériques. En effet, l'analyse directe des deux gaz, l'identité des composés qu'ils forment avec certains chlorures métalliques, la propriété qu'ils ont l'un ou l'autre de se transformer en gaz spontanément inflammable quand on les dégage de leur combinaison avec les chlorures par l'ammoniaque, et au contraire de n'être plus spontanément inflammables si l'on se sert d'eau pure, d'acide chlorhydrique ou de potasse liquide, sont autant de preuves sur lesquelles repose la manière de voir de M. Rose. M. Leverrier, au contraire,

admet que le gaz spontanément inflammable ne doit cette propriété qu'à la présence d'une petite quantité d'un phosphure particulier P H qui s'y trouve mélangé.

SOUFRE.—Si le soufre n'est pas aussi remarquable par ses propriétés que le phosphore, il n'est pas moins intéressant à cause de ses usages nombreux. C'est en même temps un des corps les plus répandus; on le connaît de toute antiquité, mais pendant long-temps une grande confusion régna à son égard. Il n'y a point, dit Macquer (célèbre chimiste français et un des derniers représentants de la vieille école), de nom dont on ait si fort abusé que celui-ci dans l'ancien langage chimique. On désignait sous ce nom toutes les substances inflammables et combustibles, de quelque nature différente qu'elles fussent d'ailleurs. Le soufre, selon eux, était un des principes des corps; ils en trouvaient partout. Beccher, et surtout Stalh, son élève, rectifièrent ces idées erronées à la fin du XVIIe siècle en démontrant la nature différente des corps confondus sous ce nom commun de *soufre*; mais ils se trompèrent aussi bien que leurs devanciers en regardant le soufre ordinaire comme un corps composé. Ce n'est qu'à l'époque de la révolution chimique que les savants français reconnurent la simplicité et la nature de ce corps, qui depuis a toujours été rangé parmi les éléments.

Propriétés.—Le soufre est solide, jaune citron, insipide, très friable, à cassure luisante et inodore, cependant en le frottant il en prend une légère; un léger choc suffit pour le casser; lorsqu'on le serre dans la main ou qu'on l'échauffe un peu, il craque et souvent il se rompt. Sa pesanteur spécifique = 1,99.

Le soufre conduit très mal le fluide électrique; quand on le frotte, il se développe à sa surface du fluide électrique résineux. Soumis à une température de 108°, il se fond; entre 110 et 140°, il est très limpide et jaune; à 160° il commence à s'épaissir, enfin de 220 à 250°, il est telle-

ment épais qu'il ne coule plus; une plus forte température semble le liquéfier; sa couleur alors est brun-rouge. Il est à remarquer que si on vient à refroidir brusquement celui qui a été chauffé à 140°, il devient sec et cassant, pendant que celui qui a été chauffé assez pour devenir solide reste mou après le refroidissement subit. Ce prénomène est attribué à un arrangement particulier des molécules.

Si lorsqu'il est fondu on le laisse refroidir lentement, puis qu'on crève la croûte qui s'est formée pour en faire sortir les parties encore liquides, on trouve le fond du vase tapissé d'une foule d'aiguilles jaunâtres, dont la forme est incompatible avec celle des cristaux naturels. Enfin, le soufre chauffé convenablement se volatilise, et en se refroidissant, il constitue les fleurs de soufre.

L'oxigène n'a aucune action à froid sur le soufre; mais si l'on plonge un morceau de soufre présentant un point en ignition dans un vase plein d'oxigène, celui-ci s'y combine bientôt pour former de l'acide sulfureux, seule combinaison que puissent produire directement ces deux corps. Cette propriété est même celle qui caractérise le mieux le soufre en raison de l'odeur de l'acide sulfureux.

Le soufre est très répandu dans la nature tantôt libre, tantôt combiné; libre il existe aux environs des volcans; combiné il existe dans tous les sulfures, les sulfates et dans beaucoup de végétaux, particulièrement ceux de la famille des crucifères; les œufs, les cheveux, la matière cérébrale, etc., en contiennent.

Extraction. — On se procure le soufre par plusieurs procédés. 1° Aux environs des volcans on trouve des terres qui contiennent du soufre en assez grande quantité. Pour l'en extraire, on place les matières terreuses dans des pots de terre cuite surmontés d'un tuyau qui communique avec d'autres pots, dont le fond est percé de trous, et qui reposent sur une tinette de bois remplie d'eau : en chauffant, le soufre se volatilise et vient se condenser dans l'eau de la

tinette; dans cet état, on le nomme soufre brut. Comme il contient des matières étrangères, on le sublime. A cet effet, on le chauffe dans une chaudière communiquant avec une chambre en maçonnerie destinée à recevoir le soufre en vapeurs, et à le condenser sous forme de poudre et constituant la *fleur de soufre.* Si l'opération est convenablement continuée, il arrive une époque où la chambre échauffée ne condense les vapeurs qu'à l'état liquide, alors le soufre coule le long d'un plan incliné, et sort par un trou pratiqué à la partie inférieure et se rend dans des moules en bois humectés, et où il prend la forme qu'on connaît au *soufre en canon.* Afin de livrer passage à l'air raréfié par l'acide sulfureux qui s'est formé, on pratique, à la partie supérieure de la chambre, une soupape dirigée de dedans en dehors.

2° Certains sulfures en contiennent une grande quantité qu'on peut extraire par différents moyens, mais dont le meilleur est dû à M. Dartigues. Ce manufacturier prend des cylindres de terre très bons. On en met vingt-quatre sur deux rangs, dans un four particulier. On y introduit le sulfure réduit en fragments, par l'une des extrémités qu'on débouche et qu'on ferme à volonté ; à l'autre extrémité se trouve un tuyau par lequel la distillation se fait, et qui porte le soufre dans des caisses de bois en partie pleines d'eau et fermées par un couvercle de plomb. Pendant l'opération, on a soin de ne pas trop élever la température, car si le sulfure fondait, le cylindre serait indubitablement endommagé ; du reste, le sulfure en partie désulfuré est employé à la fabrication du sulfate de fer.

Le soufre est une matière première d'opérations chimiques des plus importantes. On se sert du soufre pour faire des allumettes, pour faire l'acide sulfurique, la poudre à canon, l'acide sulfureux, le sulfure de mercure, le sulfate de cuivre, etc. ; enfin, en médecine, on l'emploie dans les maladies de la peau, etc.

COMBINAISONS DU SOUFRE. — Le soufre se combine à l'hydrogène pour former un gaz acide très important que nous étudierons plus tard ; il se combine également au carbone, au phosphore, au sélénium, à l'iode et au chlore.

COMBINAISON DU SOUFRE ET DU CARBONE. — On ne connaît bien encore qu'une seule combinaison de soufre et de carbone.

SULFURE DE CARBONE. — *Alcool de soufre. Liqueur de Lampadius.* — Découvert par Lampadius ; il est liquide, transparent, très volatil, d'une odeur très désagréable, et d'une saveur âcre et caustique ; sa pesanteur spécifique = 1,263. Il bout à 45° ; brûlé à l'air, il s'enflamme en formant de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique.

Il est formé, d'après MM. Berzélius et Marcet, d'un atome de soufre et d'un atome de carbone ; d'où la formule CS.

Pour l'obtenir, on fait passer du soufre en vapeur sur du charbon calciné, contenu dans un tube de porcelaine incandescent.

Il est inusité et n'existe pas dans la nature. C'est une expérience remarquable que celle qui nous montre qu'un des liquides le plus léger peut être formé par la combinaison de deux corps solides.

COMBINAISONS DU SOUFRE ET DU PHOSPHORE. — Le phosphore et le soufre se combinent en plusieurs proportions ; mais ces combinaisons ne sont pas bien définies. Il en résulte qu'elles varient beaucoup. Le sulfure de phosphore est toujours jaunâtre, quelquefois liquide, ce qui dépend de la quantité de phosphore ; en effet, si le sulfure est formé de 7 parties de phosphore et de 5 de soufre, il est toujours liquide, même sous 0, et toujours plus pesant que l'eau. Il est volatil. Exposé à la chaleur, au contact de l'air, ou de l'oxigène, il s'enflamme, et donne lieu à de l'acide sulfureux et de l'acide phosphorique.

On l'obtient en faisant fondre du phosphore dans un tube

fermé par un bout et y ajoutant peu à peu du soufre divisé en fragments. On attend pour ajouter du soufre que le petit bruit occasionné par la combinaison soit passé.

Ce corps, dont on doit la découverte à Margraff, a été étudié récemment par M. Faraday. Ce chimiste a vu que le sulfure de phosphore, formé de 7 parties de phosphore et de 5 de soufre, conservé sous l'eau pendant quelque temps, avait abandonné des cristaux de soufre pur, en même temps qu'il avait perdu de sa fusibilité, et qu'alors, exposé quelques heures à une température de 3 à 4°, il s'était pris en une masse cristalline qui paraissait formée de 1 de soufre et de 2 de phosphore $= S\,P^2$.

SÉLÉNIUM. — Découvert par M. Berzélius, dans le soufre de Fahlun; c'est un corps dont les propriétés chimiques sont entièrement analogues à celle du soufre, et auquel on ne connaît encore aucun usage; il est très rare.

IODE. — *Historique.* — En 1811, un salpêtrier de Paris, nommé Courtois, ayant chauffé, par hasard, avec un peu d'acide sulfurique, un résidu incristallisable des soudes de varech, remarqua qu'il s'en dégageait de superbes vapeurs violettes, qui en se refroidissant déposaient des lames grisâtres très brillantes. Il signala ce fait à la fin de 1813. M. Gay-Lussac fit de ce nouvel élément une histoire complète; il lui donna le nom d'iode, tiré d'un mot grec qui signifie violet, pour rappeler la couleur admirable de sa vapeur.

Propriétés. — L'iode est solide à la température ordinaire, il est sous forme de petites lames, d'une couleur gris-bleuâtre approchant de celle de la plombagine. Sa ténacité est très faible; son odeur est analogue à celle du chlorure de soufre; sa pesanteur spécifique $= 4,946$. C'est un des corps les plus électro-négatifs. Il colore la peau en jaune et détruit les couleurs végétales à la manière du chlore.

L'iode entre en fusion à 107° et en ébullition à environ

175°; cependant, en raison de sa tension, il se vaporise dans l'eau bouillante; sa vapeur, dont la densité = 8,716, est toujours d'un très beau violet.

L'oxigène n'agit directement sur l'iode ni à froid, ni à chaud, cependant on connaît plusieurs combinaisons d'iode et d'oxigène; mais pour que l'action ait lieu, il faut que l'oxigène soit à l'état de gaz naissant.

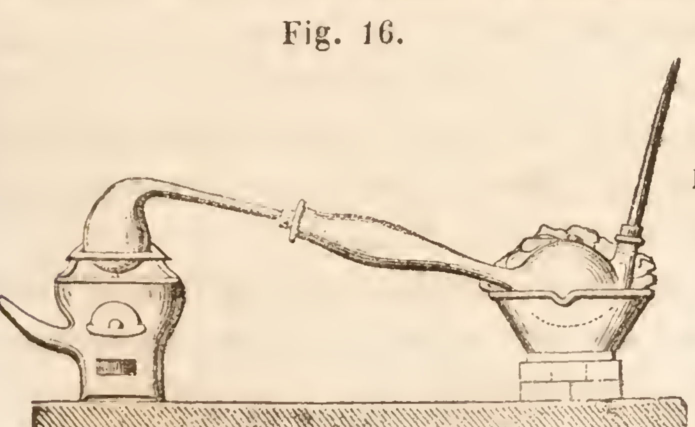
Son action sur l'hydrogène est très grande, et analogue, quoique à un degré plus faible, à celle du brome et du chlore; aussi l'enlève-t-il à une multitude de corps.

L'iode n'existe pas à l'état de pureté dans la nature; mais on l'a trouvé dans des fucus, dans les éponges, dans les algues et varechs. Ces plantes maritimes parviennent à s'assimiler la portion inappréciable, pour ainsi dire, du composé iodique que contiennent les eaux de la mer, et à nous en rendre l'extraction plus facile; on brûle ces plantes, on sépare le carbonate de soude de leur cendre; les eaux-mères contiennent l'iode. Vauquelin a reconnu qu'un minerai d'argent du Brésil était de l'iodure d'argent.

Caractères essentiels. — L'iode chauffé répand une belle vapeur violette; mis en contact avec l'amidon, il s'y unit et forme une très belle couleur bleue; aussi l'emploie-t-on souvent pour reconnaître l'amidon.

Préparation. — L'iode s'extrait des eaux-mères des soudes de varech, où il existe à l'état d'iodure de potassium, ou hydriodate de potasse. Après les avoir convenablement concentrées, on les introduit dans une cornue (fig. 16) avec un excès d'acide sulfurique concentré, on porte le tout à l'ébullition : une partie de l'acide sul-

Fig. 16.



furique s'empare de la potasse et met l'acide hydriodique à nu; cet acide cède son hydrogène à un peu d'oxigène de l'autre partie d'acide sulfurique ; de là formation d'eau et d'acide sulfureux, pendant que l'iode régénéré devient libre, ou plus simplement une portion d'acide sulfurique se décompose en acide sulfureux et en oxigène qui s'unit avec le potassium de l'iodure, forme de la potasse qui s'unit à l'acide sulfurique restant. L'iode devenant libre se dégage et vient se condenser dans un récipient que l'on a adapté à la cornue. En le lavant, le redistillant sur un peu d'eau contenant un peu de potasse, le desséchant entre des feuilles de papier *joseph*, et le fondant dans un tube, on a l'iode suffisamment pur.

L'iode est employé en médecine seul ou à l'état de combinaison. C'est un des plus puissants remèdes dont la chimie moderne ait enrichi la matière médicale.

Combinaisons de l'iode. — L'iode se combine avec l'hydrogène, et forme avec ce corps un acide que nous étudierons plus loin ; il se combine également avec le soufre, le chlore et l'azote.

Combinaisons de l'iode et du phosphore. —Le phosphore et l'iode se combinent en diverses proportions et toujours avec dégagement de calorique et de lumière. La seule combinaison qui soit quelquefois employée est celle qui résulte de 1 de phosphore et de 8 d'iode.

Iodure de phosphore. — Il est rouge-orangé-brun, fusible à 100°, volatil. Mis en contact avec l'eau, il la décompose en donnant lieu à de l'acide iodhydrique, de l'acide phosphoreux et du phosphure d'hydrogène. Il est employé pour faire l'acide iodhydrique.

On l'obtient en fondant ensemble le phosphore et l'iode dans un petit tube de verre placé au-dessus de quelques charbons incandescents; seulement il faut choisir des matières bien sèches.

Combinaison de l'iode et du soufre. — L'iode pur peut

se combiner au soufre en plusieurs proportions. L'un de ces iodures, ou mieux *sulfure d'iode*, est rayonné et brillant d'une couleur brune. Il est peu stable ; exposé à une température peu élevée, l'iode s'évapore. On l'obtient en chauffant l'iode et le soufre dans un tube de verre. Il est employé en médecine dans les maladies de la peau.

BROME. — C'est un corps découvert par M. Balard, qui présente la plus grande analogie avec l'iode ; il est liquide à la température ordinaire, d'un rouge brun, en masse et d'un rouge hyacinthe en couche mince ; son odeur, forte, désagréable, est analogue à celle du chlore ; sa saveur est très caustique ; comme l'iode, il colore fortement la peau en jaune. C'est un poison énergique ; une goutte, déposée dans le bec d'un oiseau, suffit pour le tuer.

Exposé à un froid de —20°, il se solidifie et devient cassant ; à + 47°, il entre en ébullition et répand des vapeurs rouges comme celles de l'acide hypo-azotique.

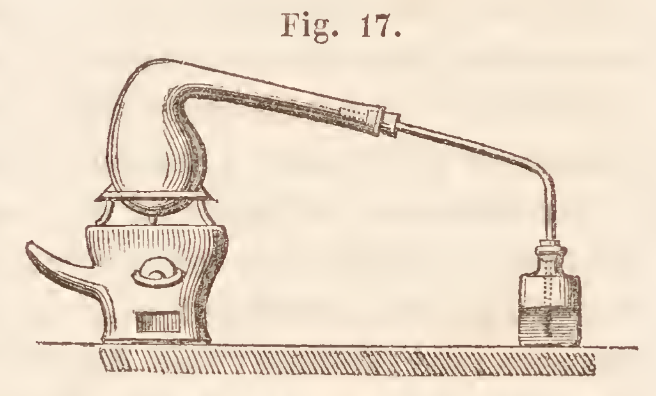
Il ne se combine pas directement avec l'oxigène ; cependant, à l'état de gaz naissant, la combinaison se fait, et l'on connaît même plusieurs combinaisons.

Son affinité pour l'hydrogène est beaucoup plus grande : aussi s'y combine-t-il, sous l'influence solaire, pour former du gaz bromhydrique ; il a plus d'affinité pour l'hydrogène que l'iode.

On extrait le brome du bromure de magnésium, lequel se rencontre dans les eaux-mères des salines. On prend une certaine quantité de ces eaux-mères, on y fait arriver un courant de chlore qui forme du chlorure de magnésium et met le brome à nu ; celui-ci reste en dissolution dans la liqueur. On agite la liqueur avec de l'éther qui dissout le brome et décolore le liquide. On verse ensuite une dissolution de potasse qui forme, en cédant de son oxigène à une portion de brome, du bromate de potasse et du bromure de potassium ; on évapore des liqueurs à siccité et l'on calcine le résidu formé de bromure et de bromate. Par

ce moyen le bromate, en perdant tout son oxigène, devient également bromure de potassium. On met dans une cornue de verre (fig. 17), munie à son bec d'un tube recourbé plongeant dans un flacon qui contient de l'eau, ce bromure mêlé avec du peroxide de manganèse et de l'acide sulfurique. Bientôt le brome libre vient se précipiter dans l'eau du flacon. (Voyez pour la théorie celle du chlore.)

Fig. 17.



COMBINAISONS DU BROME. — L'hydrogène, le silicium, le carbone, le phosphore, le soufre, l'iode et le chlore forment des combinaisons avec le brome; mais ces combinaisons sont si peu employées et sont du reste si peu étudiées, que nous les passerons sous silence.

CHLORE. — *Historique.* — Il fut découvert, en 1774, par Schèele, qui lui donna le nom d'*acide marin déphlogistiqué.* Plus tard, quand on réforma la nomenclature chimique, on lui donna le nom d'*acide muriatique oxigéné.* Bientôt après, Kirwan lui donna celui de *gaz oximuriatique;* mais, mieux étudié par Berthollet, Guyton-Morveau, M. Chenevix; enfin, par MM. Gay-Lussac et Thénard, etc., ces derniers conclurent que ce corps était simple, et proposèrent pour lui le nom de *chlore*, qui fut bientôt généralement adopté.

Propriétés. — Le chlore est un gaz jaune verdâtre, d'une saveur et d'une odeur tellement fortes et caractérisées qu'elles permettent de le reconnaître avec facilité. Sa pesanteur spécifique = 2,4216. Il décolore la teinture de tournesol en la jaunissant; il éteint les bougies allumées; mais la flamme pâlit, et rougit d'abord.

Exposé à un froid de — 50°, si le chlore est bien sec, il ne change pas d'état; mais pour peu qu'il soit humide, il se

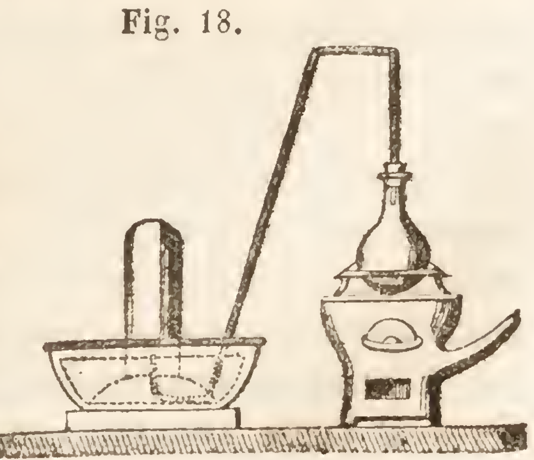
congèle et forme un hydrate qui, selon M. Faraday, est formé de 27,7 de chlore et 72,13 d'eau. Toutefois, en unissant la compression au refroidissement, on peut l'obtenir à l'état liquide. (Faraday.)

Le chlore ne se combine avec l'oxigène qu'autant que l'un des deux se trouve à l'état naissant : on connaît quatre combinaisons de chlore et d'oxigène.

De toutes les propriétés du chlore, la plus remarquable est celle qu'il présente dans son contact avec l'hydrogène. En effet, ces gaz s'unissent en volumes égaux pour donner naissance à du gaz *chlorhydrique*. Mais cette combinaison est accompagnée de phénomènes particuliers : 1° si l'on place un mélange à volumes égaux de chlore et d'hydrogène dans un lieu obscur, quel que soit le temps qu'on emploie, la combinaison n'a pas lieu ; 2° si le pareil mélange est placé dans une lumière diffuse, la combinaison se fait, mais lentement encore, et on est obligé pour la terminer d'exposer le mélange à l'action des rayons solaires ; 3° si l'on expose le mélange immédiatement à la lumière solaire, la combinaison se fait instantanément avec rupture du flacon qui contenait le mélange ; le feu agit de la même manière.

L'eau à la température ordinaire dissout une fois et demie son volume de chlore, et la dissolution possède les mêmes propriétés que le chlore. En l'exposant à une température de 2 à 3° au-dessous de 0, il s'y produit une foule de cristaux lamelleux, jaunes foncés, formés d'eau et de chlore.

Fig. 18.



Le chlore n'existe pas à l'état libre dans la nature ; mais à l'état de combinaison il fait partie de l'acide chlorhydrique et de tous les chlorures.

Préparation. — Pour l'obtenir on met dans un ballon (fig. 18) du peroxide

de manganèse sur lequel on verse de l'acide chlorhydrique : aussitôt une effervescence, due au dégagement du chlore, a lieu ; celui-ci est conduit par un tube sous des flacons pleins d'eau saturée de sel marin.

La théorie est très simple : une partie d'acide est décomposée en chlore qui se dégage, et en hydrogène qui s'unit à une partie de l'oxigène du peroxide de manganèse pour former de l'eau. Le peroxide ramené à l'état de protoxide se combine à une autre portion d'acide pour former de l'eau et du chlorure de manganèse. Disons ici que s'il se dégage du chlore, c'est parce qu'il ne se forme pas de chlorure de manganèse correspondant au peroxide. On peut encore obtenir le chlore en faisant un mélange de chlorure de sodium ou de sel marin, de peroxide de manganèse, sur lequel on verse de l'acide sulfurique étendu d'eau ; l'eau en se décomposant cède son hydrogène au chlore du chlorure pour former de l'acide chlorhydrique qui réagit sur le peroxide, comme nous l'avons dit plus haut, pendant que son oxigène en se combinant au sodium forme de la soude qui s'unit à l'acide sulfurique et constitue du sulfate de soude. Cette théorie s'applique à la préparation du brome.

Propriétés et usages du chlore. — Le chlore exerce une très vive action sur l'économie animale. Respiré pendant un certain temps, il excite la toux et cause un serrement de poitrine qui rend la respiration difficile ; respiré en plus grande abondance, il détermine un crachement de sang, et même cause la mort. Pelletier père, célèbre chimiste français, et Roé, chimiste allemand, perdirent la vie pour avoir respiré une dose trop forte de ce gaz en étudiant sa nature. On neutralise promptement son effet en dégageant de l'ammoniaque. Le chlore gazeux ou dissous présente dans son contact avec les matières colorantes végétales ou animales des phénomènes remarquables. Dès que l'une de ces matières est mêlée avec lui, elle est immédiatement détruite

et remplacée par une nuance jaune, et il n'est plus possible de faire reparaître la teinte primitive. Les couleurs les plus foncées comme les plus claires éprouvent cette sorte d'altération au bout d'un temps convenable. C'est Schèele qui constata ce fait important ; mais c'est Berthollet qui entrevit toute la portée de l'observation du chimiste suédois, et qui songea le premier à utiliser cette action du chlore sur les matières colorantes en l'appliquant au blanchiment des tissus.

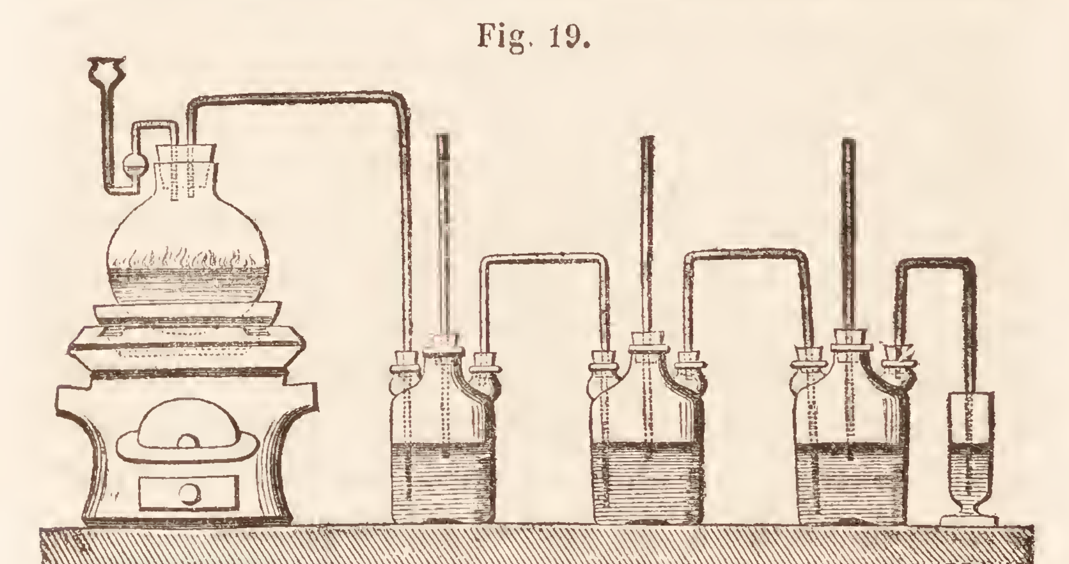
Le chlore détruit les matières colorantes en leur enlevant un de leurs principes constituant l'hydrogène. C'est probablement pour la même cause que le chlore détruit immédiatement les matières odorantes et les miasmes délétères, les odeurs infectes répandues dans l'atmosphère. Hallé paraît être le premier qui, en 1785, ait signalé la propriété antiseptique du chlore, nommé alors *acide muriatique oxigéné*. En 1791, Fourcroy le recommanda comme propre à désinfecter les cimetières, les caveaux funéraires, les salles de dissection, les étables dans les cas d'épizootie, et à détruire les effluves infectes, les virus contagieux, etc.; mais c'est Guyton de Morveau qui a popularisé ce moyen puissant de rendre à l'air vicié sa pureté première.

Fumigations de chlore ou guytonniennes. — Quand on veut faire des fumigations de chlore dans des infirmeries ou des salles de prisons, voici comme on opère. On prend chlorure de potassium en poudre, 300 gram. ; bi-oxide de manganèse, 500 gram. ; acide sulfurique, 200 gram. ; eau commune, 200 gram. Mêlez le chlorure de sodium, l'oxide de manganèse et l'eau dans une capsule de verre ou de terre, et ajoutez ensuite l'acide sulfurique ; il se dégagera bientôt des vapeurs d'un jaune verdâtre qui deviendront plus abondantes si l'on agite le mélange ; il convient d'employer à cet usage un tube de verre ou une baguette de porcelaine. La pièce dans laquelle se fait la fumigation doit être tenue parfaitement close, au moins pendant une demi-

heure. Les doses indiquées ci-dessus suffisent pour une pièce dont la capacité serait de 111 mètres cubes; il faudra les augmenter ou les diminuer en raison de l'espace qu'on voudra purifier.

Chlore liquide (*solution de chlore*). — Lorsqu'on veut obtenir ce produit, on emploie un appareil qui est usité pour obtenir les gaz à l'état de dissolution dans l'eau; on le nomme *appareil de Wolf* (fig. 19). On place du peroxide de manganèse dans le ballon auquel est adapté 1° un tube en *S* terminé par un entonnoir et qui sert à la fois à verser l'acide chlorhydrique et qui fait office de tube de sûreté;

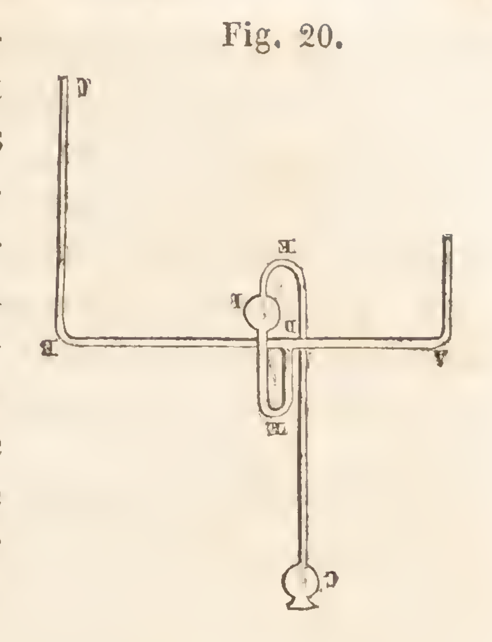
Fig. 19.



2° un tube à deux courbures plongeant dans l'eau du premier flacon, dit flacon de lavage; un second tube, également recourbé, le fait communiquer avec un second flacon, et successivement avec un troisième. La figure 19 indiquera mieux qu'une description détaillée la disposition de cet appareil. On adapte aux tubulures du milieu des tubes droits qui plongent seulement de quelques lignes dans l'eau des flacons; ils sont destinés à permettre à l'air de rentrer dans l'appareil si la tension du gaz devient moindre que la pression atmosphérique, afin d'empêcher l'absorption, c'est-à-dire que le liquide du deuxième flacon passe dans le premier, et successivement celui du troisième dans

le deuxième; cela peut arriver lorsque, l'opération étant terminée, il ne se dégage plus de gaz. Ces tubes sont nommés *tubes de sûreté*; ils pourraient être supprimés si la communication entre les flacons était établie au moyen d'un tube recourbé comme le représente la figure, et que l'on nomme *tube de Welter* (fig. 20), du nom de son inventeur.

Fig. 20.



COMBINAISONS DU CHLORE. — Le chlore est un corps doué d'affinités puissantes: aussi peut-il former des combinaisons avec tous les autres corps simples. Avec l'hydrogène il constitue un acide fort important que nous étudierons bientôt. Nous allons passer en revue les combinaisons qu'il peut former avec le carbone, le phosphore, le soufre, le sélénium, le brome, l'iode; nous étudierons plus loin la combinaison remarquable qu'il forme avec l'azote.

COMBINAISONS DU CHLORE ET DU CARBONE. — Le chlore se combine en trois proportions avec le carbone; c'est à MM. Faraday, Philips et Regnault qu'on doit la découverte de ces chlorures.

PROTOCHLORURE DE CARBONE. — Il est liquide, incolore et limpide. On l'obtient assez facilement en décomposant par la chaleur le sesquichlorure de carbone, ce qui se fait en le faisant traverser lentement par distillation un tube de porcelaine incandescent. Il est composé de deux atomes de chlore et d'un atome de carbone $= C\,Ch^2$.

SESQUICHLORURE DE CARBONE. — Ce corps est solide, cristallin, très friable, transparent, incolore, presque insipide, d'une odeur analogue à celle du camphre. Il fond à 160°, et bout à 182. Il est volatil.

On l'obtient en exposant au soleil un mélange de chlore et de chlorhydrate, de quadricarbure d'hydrogène. Bientôt la décomposition a lieu : une partie du chlore se combine à l'hydrogène du quadricarbure, forme de l'acide chlorhydrique, et le chlore se combine avec le carbone à l'état naissant. On le purifie en prenant les cristaux qui se forment, les pressant entre des feuilles de papier, et les sublimant. Il est composé de trois atomes de chlore et d'un atome de carbone $=$ C Ch^3.

PERCHLORURE DE CARBONE. (*Chlorure carbonique.*) — Ce composé, étudié par M. Regnault, correspond à l'acide carbonique. On le prépare en décomposant le chloroforme par le chlore. C'est un liquide incolore, d'une odeur piquante, d'une densité de 1,589. Il est formé de quatre atomes de chlore et d'un atome de carbone $=$ C Ch^4.

COMBINAISONS DU CHLORE ET DU PHOSPHORE. — Le chlore et le phosphore se combinent ensemble, même à la température ordinaire, avec dégagement de calorique et de lumière ; de cette combinaison résulte, selon les proportions de chlore, deux composés bien déterminés. Ils sont sans usages.

PROTOCHLORURE DE PHOSPHORE. — Découvert par Gay-Lussac et Thénard, ce chlorure est liquide, incolore, transparent, plus pesant que l'eau, très fumant et très caustique, rougissant le tournesol sans rougir le papier bien sec ; de là le nom d'acide *chloro-phosphoreux* qu'on a, à tort, proposé de lui donner ; car on a vu qu'il ne rougissait la teinture de tournesol qu'après avoir décomposé l'eau et formé des acides phosphoreux et chlorhydrique qui seuls ont de l'action sur la teinture.

On l'obtient en faisant arriver un courant de chlore bien sec sur des fragments de phosphore bien desséchés, jusqu'à ce que la liqueur qui se produit commence à se troubler. On laisse déposer du deutochlorure qui s'est formé, et l'on

redistille le protochlorure. Il est formé de 3 atomes de chlore et de 1 atome de phosphore $=$ P Ch^3.

DEUTOCHLORURE DE PHOSPHORE. — Découvert par Davy. Il est solide, d'un blanc de neige, très volatil, mais moins que le protochlorure. Sa vapeur rougit le papier de tournesol, même bien sec, d'où lui est venu le nom d'acide *chlorophosphorique* proposé par quelques chimistes.

Chauffé avec l'oxigène à travers un tube incandescent, il est décomposé en chlore et en acide phosphorique qui se forme.

L'eau le décompose instantanément avec chaleur et formation d'acide chlorhydrique et d'acide phosphorique. Si l'eau est en grande quantité et le chlorure en poudre, il se forme de plus une combinaison d'eau et de chlorure. (Dulong.)

Ce composé s'obtient de la même manière que le protochlorure, si ce n'est que l'on continue le courant de chlore jusqu'à ce que le phosphore soit converti en une masse blanche qui est le deutochlorure à l'état de pureté.

Il est formé, d'après M. Dulong, de 5 atomes de chlore et 1 atome de phosphore $=$ P Ch^5.

Les combinaisons que le *chlore* peut former avec le *brome* et le sélénium, ou les *chlorures de sélénium* et les *chlorures de brome*, sont trop peu intéressantes pour nous arrêter.

COMBINAISONS DU CHLORE ET DE L'IODE. — On connaît deux combinaisons de chlore et d'iode : le protochlorure et le perchlorure d'iode. On les obtient directement en projetant de l'iode dans un flacon plein de chlore ; les deux corps se combinent avec dégagement de chaleur. Le premier produit est liquide et constitue le protochlorure. Mais quaud le chlore est en excès, on obtient un produit solide qui est le perchlorure d'iode.

PROTOCHLORURE D'IODE. — Liquide rouge-brun, plus

pesant que l'eau ; ayant l'espect et les propriétés physiques du brome. Il se dissout dans l'eau sans altération.

Sa composition n'est pas connue.

PERCHLORURE D'IODE. — Solide, cristallin, blanc-jaunâtre, très volatil, d'une odeur irritante ; il excite les larmes et suffoque quand on le respire.

Quand on le dissout dans une petite quantité d'eau, il s'altère peu ; mais quand l'eau est en plus grande quantité, elle est décomposée, et le perchlorure se trouve converti en acide chlorhydrique et iodique. Il est composé, d'après Soubeiran, de 3 atomes de chlore et de 1 atome d'iode.

Ces chlorures sont employées dans la daguerréotypie pour obtenir des plaques très rapidement impressionnables.

FLUOR OU PHTORE. — Ce corps ne pouvant être obtenu à l'état libre, car il corrode tous les vases dans lesquels on a cherché à l'obtenir, n'a pu ni être étudié ni recevoir aucune application. On sait seulement qu'il est après l'oxigène le plus électro-négatif de tous les autres corps, puisque toutes ses combinaisons, exposées à l'action de la pile, donnent toujours lieu, au pôle positif, à la formation d'un fluorure par la combinaison du fluor avec le fil conducteur.

AZOTE. (*Mofète*). — L'histoire de l'azote se lie intimement à celle de l'air; nous y renvoyons (page 26). Il est surtout remarquable par ses propriétés négatives. Il est gazeux, incolore, inodore et insipide; il éteint les corps en combustion; sa pesanteur spécifique = 0,972.

Le froid le dilate sans le faire changer d'état; il réfracte peu la lumière; l'oxigène n'a aucune action directe sur lui quelle que soit la température; cependant il paraît que l'étincelle électrique donnerait lieu à la formation d'un peu d'acide azotique quand les gaz sont humides. Quoi qu'il en soit, on sait qu'il existe plusieurs combinaisons d'oxigène et d'azote, mais ces combinaisons ne se font bien

qu'en présentant l'un à l'autre ces deux corps à l'état de gaz naissant.

Caractères essentiels. — On le reconnaît toujours à ce que 1° il est incolore; 2° il éteint les corps en combustion; 3° il ne rougit pas la teinture de tournesol; 4° il est insoluble dans l'eau; 5° enfin il ne précipite pas l'eau de chaux. L'azote est très répandu dans la nature, il fait partie des nitrates, de l'ammoniaque, de certaines matières végétales et de presque toutes les matières animales. Enfin il forme à peu près les 4/5 du volume de l'air atmosphérique. C'est à Lavoisier qu'on en doit la découverte en 1775. Il avait été signalé dès 1772 par le botaniste Ruttefort.

Extraction. — On l'extrait de l'air atmosphérique. A cet effet, on fait brûler, dans une certaine quantité d'air, un léger excès de phosphore; le phosphore s'empare de l'oxigène, forme de l'acide phosphorique et met en liberté le gaz azote dans lequel se trouve un peu de phosphore en vapeur; on le sépare en faisant passer dans le gaz quelques bulles de chlore qui forme du chlorure de phosphore. On ajoute dans le flacon un peu de potasse, on le bouche et l'on agite; la potasse dissout le chlorure, l'excès de chlore, ainsi qu'un peu d'acide carbonique; quant à l'azote, il surnage le liquide et peut être considéré comme pur.

Une manière très simple pour se procurer l'azote, consiste à faire un mélange de chlore liquide et d'ammoniaque. Le chlore ayant plus d'affinité pour l'hydrogène que l'azote, s'empare de l'hydrogène de l'ammoniaque, forme de l'acide chlorhydrique, et l'azote est mis en liberté; enfin l'acide formé se combine à l'ammoniaque non décomposée pour donner naissance à du chlorhydrate d'ammoniaque.

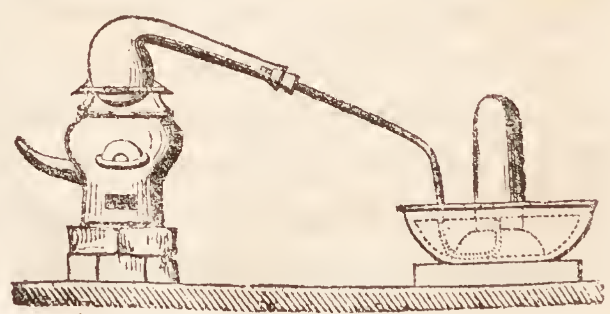
M. Pelouze a indiqué dernièrement un procédé très simple pour obtenir de l'azote. On fait absorber du deutoxide d'azote à de l'acide sulfurique du commerce, on y ajoute du sulfate d'ammoniaque. On introduit le mélange dans une cornue, on chauffe à une douce chaleur et on recueille

l'azote dans des cloches. L'appareil (fig. 21) convient pour cette opération.

Combinaisons de l'azote. — L'azote a des réactions chimiques extrêmement faibles ; il ne se combine directement, dans les circonstances ordinaires, avec aucun corps simple ; mais, ou à l'état naissant, ou dans d'autres conditions, il forme des combinaisons très intéressantes. Il s'unit avec l'hydrogène pour former un gaz très remarquable, l'*ammoniaque,* que nous étudierons plus loin ; avec le carbone, il constitue un corps des plus curieux, le *cyanogène* ; il s'unit également au phosphore. En se combinant à l'iode et au chlore, il se produit des azotures d'iode ou de chlore, qui sont des corps extrêmement dangereux à manier. Dulong, qui le premier a appelé l'attention des chimistes sur ces produits, a été gravement blessé par une explosion.

Azoture de carbone. (*Cyanogène.*) — La découverte du cyanogène doit faire époque dans l'histoire de la science. C'est un des corps les plus intéressants que la chimie possède, et son étude approfondie a ouvert une voie nouvelle. La gloire de cette grande découverte appartient à M. Gay-Lussac. Ce qu'il y a surtout de spécial dans l'histoire du cyanogène, c'est que ce produit, quoique formé par la réunion de deux éléments de carbone et d'azote, un atome de chaque, C N, doit être rapproché par l'ensemble de ses réactions des corps simples. Il forme avec le chlore, l'iode, le brome et le fluor, une série des plus naturelles. Tous les composés que ces corps forment offrent entre eux un air de famille qu'on ne peut méconnaître.

Fig. 21.



Préparation. — On prépare le cyanogène en chauffant dans une petite cornue (fig. 21) de verre 20 à 30 grammes de cyanure de mer-

cure bien sec. Le cyanure sec ne donne que du cyanogène, tandis que le cyanure humide produit de l'acide carbonique, de l'ammoniaque et de l'acide cyanhydrique. On reçoit le cyanogène dans des cloches pleines de mercure.

Propriétés. — Le cyanogène est un gaz permanent, inflammable; sa densité est de 1,8064; son odeur est extrêmement vive et pénétrante. Par un froid très grand on peut liquéfier et solidifier le cyanogène. Le cyanogène résiste à un haut degré de chaleur. Avec l'oxigène il ne se combine qu'à l'état naissant pour former un cyanate; un mélange de ces deux gaz, sous l'influence d'un corps en ignition, détone, brûle avec une flamme bleue et produit du gaz acide carbonique. Le bore, le silicium, le carbone, le phosphore et l'azote sont sans action sur le cyanogène. Il se combine avec le gaz sulfhydrique dans le rapport de 1 1,5; il en résulte une substance jaune cristalline. L'eau à la température ordinaire dissout 4 fois 1/2 son poids de cyanogène et devient très piquante; la dissolution, d'abord incolore, se colore, d'après Vauquelin, après quelques jours en jaune, puis en brun, et laisse déposer une matière noirâtre; la liqueur contient du cyanhydrate d'ammoniaque. En recevant le cyanogène dans des solutions alcalines, elles se colorent en brun, quand ce gaz est en excès. Le cyanogène est sans usage.

Combinaisons du cyanogène. — Avec l'hydrogène le cyanogène forme un composé très intéressant, l'acide cyanhydrique, le plus dangereux des poisons, que nous étudierons plus loin. Il existe deux *chlorures de cyanogène*, l'un gazeux, l'autre qui cristallise en aiguilles blanches. On prépare également un *bromure de cyanogène* qui se présente sous forme de beaux cristaux cubiques, et un *iodure de cyanogène* qui est sous forme de belles aiguilles blanches d'une odeur très vive.

AZOTURE DE PHOSPHORE. — Il se présente sous forme d'une poudre blanche légère; bien que formé de corps très

volatils, il est fixe et infusible, du moins lorsqu'on l'expose à une chaleur rouge assez intense en excluant tout accès de l'air. On l'obtient en faisant rougir du chlorophosphure d'ammoniaque dans un milieu exempt d'oxigène. Il est formé de 2 atomes d'azote et 1 atome de phosphore, Ph. N^2.

Iodure d'azote. — L'iode et l'azote ne se combinent qu'en une seule proportion, et cette combinaison se fait entre 3 atomes d'iode et 1 atome d'azote, d'où la formule $Az\ I^3$.

L'affinité de l'iode pour l'azote est très faible, aussi ces deux corps ne s'unissent-ils qu'autant que l'azote est à l'état de gaz naissant. Pour l'obtenir, on met de l'iode en contact avec un excès d'ammoniaque liquide à la température ordinaire; bientôt il se forme un précipité noirâtre d'iodure d'azote. C'est que l'ammoniaque s'est décomposée en azote, qui s'est combiné avec l'iode pour former le produit; et en hydrogène, qui, combiné avec de l'iode, forme de l'acide iodhydrique, lequel à son tour s'unit à de l'ammoniaque non décomposée. On recueille l'iodure sur un filtre et on le lave légèrement, autrement il se décomposerait spontanément.

Il est pulvérulent, noirâtre, et fulmine fortement; lorsqu'il est sec, la détonation est spontanée, aussi faut-il de grandes précautions pour le toucher.

Chlorure d'azote.—On ne connaît qu'une seule combinaison de chlore et d'azote; elle fut découverte en 1811 par M. Dulong.

Ce chlorure est liquide, comme oléagineux, d'une couleur fauve, d'une odeur très piquante et insupportable. Sa saveur n'est pas connue. Sa pesanteur spécifique est plus grande que celle de l'eau. Chauffé, il se volatilise en formant une vapeur suffocante. Exposé à 30°, il détone tout-à-coup avec violence en se décomposant. Le phosphore, le soufre et quelques métaux le décomposent.

On l'obtient en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution de chlorhydrate d'ammoniaque. C'est un corps très dangereux à préparer.

§ III. Des oxides et acides non métalliques.

Dans ce paragraphe nous traiterons de toutes les combinaisons de l'oxigène avec les métalloïdes. Aucun de ces composés ne possède de propriétés basiques, pendant, au contraire, que la plupart sont acides.

Il faut en excepter seulement les oxides d'hydrogène, l'oxide de phosphore et l'oxide de carbone; les oxides d'azote peuvent s'unir en de certaines circonstances avec les bases, mais les combinaisons qui en résultent sont si faibles qu'on n'a point donné le nom d'acides à ces oxides.

Comment on distingue les oxides des acides.—Le principal caractère des acides est celui de pouvoir se combiner avec les oxides des métaux électro-positifs, c'est-à-dire les bases salifiables, et de produire des sels; les caractères accessoires qu'on leur assigne ordinairement sont leur saveur aigre, la propriété de rougir la couleur bleue végétale; mais quelques uns d'entre eux sont dépourvus de cette propriété, ceux par exemple qui sont insolubles dans l'eau.

Le principal caractère des bases ou oxides basiques est celui de pouvoir se combiner avec les oxides pour produire des sels. Les caractères accessoires qu'on leur assigne sont: leur saveur urineuse, la propriété de ramener au bleu le papier de tournesol rougi par un acide, de verdir le sirop de violettes, de rougir le papier jaune de curcuma, mais comme la plupart sont insolubles dans l'eau, ils ne peuvent révéler ces propriétés accessoires. Nous allons actuellement *indiquer la composition, la préparation et les propriétés les plus saillantes des principaux acides et oxides métalloïdiques.*

COMBINAISONS DE L'OXIGÈNE AVEC L'HYDROGÈNE. — L'oxigène, en se combinant avec l'hydrogène,

forme deux combinaisons, l'eau et le suroxide d'hydrogène ou eau oxigénée.

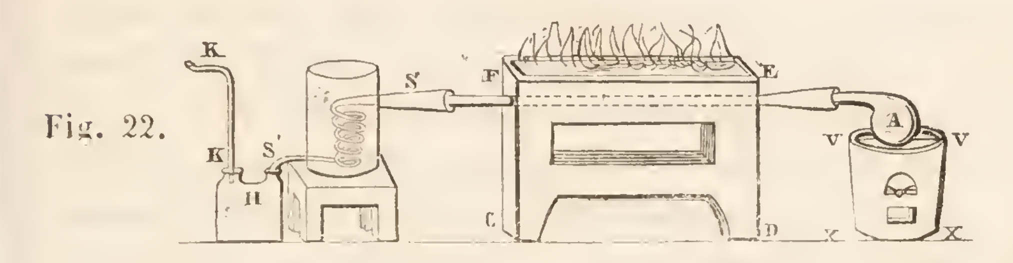
Eau (*Oxide d'hydrogène, oxide hydrique*). — L'eau, à raison de son importance dans la production de tous les phénomènes de la nature, de sa présence dans tous les lieux de notre globe, de ses applications de chaque instant, a fixé l'attention des philosophes de tous les temps. Dieu, en créant l'homme, les animaux et les plantes, a répandu à profusion l'eau qui leur est aussi insdipensable que l'air. Une substance si intimement liée à notre histoire physique a dû être soumise à bien des investigations, et, chose extraordinaire, sa composition n'a été connue qu'à la fin du XVIIIe siècle. Cette découverte immense est encore due au génie de Lavoisier. L'Angleterre a voulu revendiquer pour ses enfants la gloire de cette découverte à jamais mémorable; mais un arbitre aussi élevé qu'impartial, M. Berzélius, a prononcé dans ce grand débat; il s'exprime ainsi: « On peut dire avec toute justice que Watt et Cavendish » s'étaient approchés bien près du but, mais que Lavoisier » seul l'a atteint. Watt, Cavendish et Priestley envisageaient » l'oxigène, l'hydrogène et l'eau comme des états différents » d'un seul et même corps pondérable; Lavoisier prouva » que l'eau est composée de deux corps pondérables particuliers, et c'est *précisément en cela que consiste la découverte.* »

Composition de l'eau. — Pour bien faire saisir à nos jeunes lecteurs tous les détails de ces expériences fondamentales, nous ne pouvons mieux faire que de transcrire le passage de l'ouvrage de Lavoisier où elles sont consignées:

« Ire Expérience. — *Préparation.* — On prend un tube de verre EF, peu fusible, luté et entouré de clinquant (fig. 22), de 8 à 12 lignes de diamètre, qu'on fait passer à travers un fourneau, en lui donnant une légère inclinaison de E en F. A l'extrémité supérieure E de ce tube, on ajuste une cornue de verre A, qui contient une quantité

d'eau distillée bien connue, et à son extrémité inférieure F, un serpentin S S′ qui s'adapte en S′ au gouleau d'un flacon H à deux tubulures; enfin à l'une des deux tubulures du flacon s'adapte un tube de verre recourbé K K, destiné à conduire les fluides aériformes ou gaz dans un appareil propre à en déterminer la qualité et la quantité.

Fig. 22.



» Lorsque tout a été ainsi disposé, on allume du feu dans le fourneau E F C D, et on l'entretient de manière à faire rougir le tube de verre E F, sans le fondre; en même temps on allume assez de feu dans le fourneau V V X X, pour entretenir toujours bouillante l'eau de la cornue A.

« *Effet.* — A mesure que l'eau de la cornue A se vaporise par l'ébullition, elle remplit l'intérieur du tube E F, et elle en chasse l'air qui s'évacue par le tube K K; le gaz aqueux est ensuite condensé par le refroidissement dans le serpentin S S′, et il tombe de l'eau goutte à goutte dans le flacon tubulé H.

» En continuant cette opération jusqu'à ce que toute l'eau de la cornue A soit évaporée, en laissant bien égoutter les vaisseaux, on retrouve dans le flacon H une quantité d'eau rigoureusement égale à celle qui était dans la cornue A, sans qu'il y ait eu dégagement d'aucun gaz; en sorte que cette opération se réduit à une simple distillation ordinaire.

IIe Expérience. — *Préparation.* — « On dispose tout comme dans l'expérience précédente, avec cette différence seulement qu'on introduit dans le tube E F 28 grains de charbon concassé en morceaux de médiocre grosseur, et qui préalablement a été long-temps exposé à une chaleur

incandescente dans des vaisseaux fermés. On fait, comme dans l'expérience précédente, bouillir l'eau de la cornue A jusqu'à évaporation totale.

« *Effet.* — L'eau de la cornue A se distille dans cette expérience comme dans la précédente ; elle se condense dans le serpentin, et coule goutte à goutte dans le flacon H ; mais en même temps il se dégage une quantité considérable de gaz, qui s'échappe par le tuyau K K, et qu'on recueille dans un appareil convenable.

» L'opération finie, on ne retrouve plus dans le tube E F que quelques atomes de cendre ; les 28 grains de charbon ont totalement disparu.

» Les gaz qui se sont dégagés, examinés avec soin, se trouvent peser ensemble 113 grains 7/10 ; ils sont de deux espèces, savoir : 144 pouces cubiques de gaz acide carbonique, pesant 100 grains, et 380 pouces cubiques d'un gaz extrêmement léger, pesant 13 grains 7/10, et qui s'allume par l'approche d'un corps enflammé lorsqu'il a le contact de l'air. Si on vérifie ensuite le poids de l'eau passée dans le flacon, on la trouve diminuée de 85 grains 7/10.

» Ainsi dans cette expérience, 85 grains 7/10 d'eau, plus 28 grains de charbon, ont formé 100 grains d'acide carbonique, plus 13 grains 7/10 d'un gaz particulier susceptible de s'enflammer.

» Mais, pour former 100 grains de gaz acide carbonique, il faut unir 72 grains d'oxigène à 28 grains de charbon ; donc les 28 grains de charbon placés dans le tube de verre ont enlevé à l'eau 72 grains d'oxigène ; donc 85 grains 7/10 d'eau sont composés de 72 grains d'oxigène et de 13 grains 7/10 d'un gaz susceptible de s'enflammer. »

« IIIe Expérience. — Décomposition de l'eau. — *Préparation.* — On dispose tout l'appareil comme dans l'expérience précédente, avec cette différence seulement, qu'au lieu de 28 grains de charbon, on met dans le tube EF (fig. 22), 274 grains de petites lames de fer très doux

roulées en spirales. On fait rougir le tube comme dans les expériences précédentes; on allume du feu sous la cornue A, et on entretient l'eau qu'elle contient toujours bouillante, jusqu'à ce qu'elle soit entièrement évaporée, qu'elle ait passé en totalité dans le tube E F, et qu'elle se soit condensée dans le flacon H.

» *Effet.* — Il ne se dégage point de gaz acide carbonique dans cette expérience, mais seulement un gaz inflammable 13 fois plus léger que l'air de l'atmosphère : le poids total qu'on en obtient est de 15 grains, et son volume est d'environ 416 pouces cubiques. Si on compare la quantité d'eau primitivement employée avec celle restante dans le flacon H, on trouve un déficit de 100 grains. D'un autre côté, les 274 grains de fer renfermés dans le tube E F se trouvent peser 85 grains de plus que lorsqu'on les y a introduits; et leur volume se trouve considérablement augmenté : ce fer n'est presque plus attirable à l'aimant, il se dissout sans effervescence dans les acides; en un mot, il est dans l'état d'oxide noir, précisément comme celui qui a été brûlé dans le gaz oxigène.

Réflexions. — » Le résultat de cette expérience présente une véritable oxidation du fer par l'eau; oxidation toute semblable à celle qui s'opère dans l'air à l'aide de la chaleur. 100 grains d'eau ont été décomposés; 85 d'oxigène se sont unis au fer pour le constituer dans l'état d'oxide noir, et il s'est dégagé 15 grains d'un gaz inflammable particulier : donc l'eau est composée d'oxigène et de la base d'un gaz inflammable, dans la proportion de 85 parties contre 15.

« Ainsi l'eau, indépendamment de l'oxigène qui est un de ses principes, et qui lui est commun avec beaucoup d'autres substances, en contient un autre qui lui est propre, qui est son radical constitutif, et auquel nous nous sommes trouvés forcés de donner un nom. Aucun ne nous a paru plus convenable que celui d'hydrogène, c'est-à-dire,

principe générateur de l'eau, de ὕδωρ *eau*, et de γείνομαι *j'engendre*.

» Si tout ce que je viens d'exposer sur la décomposition de l'eau est exact et vrai, si réellement cette substance est composée, comme j'ai cherché à l'établir, d'un principe qui lui est propre, d'hydrogène combiné avec l'oxigène, il en résulte qu'en réunissant ces deux principes, on doit refaire de l'eau, et c'est ce qui arrive en effet, comme on va en juger par l'expérience suivante. »

« IV[e] EXPÉRIENCE. — RECOMPOSITION DE L'EAU. — *Préparation.* — On prend un ballon A de cristal (fig. 23), à large ouverture, et dont la capacité soit de 30 pintes environ; on y mastique une platine de cuivre B C, percée

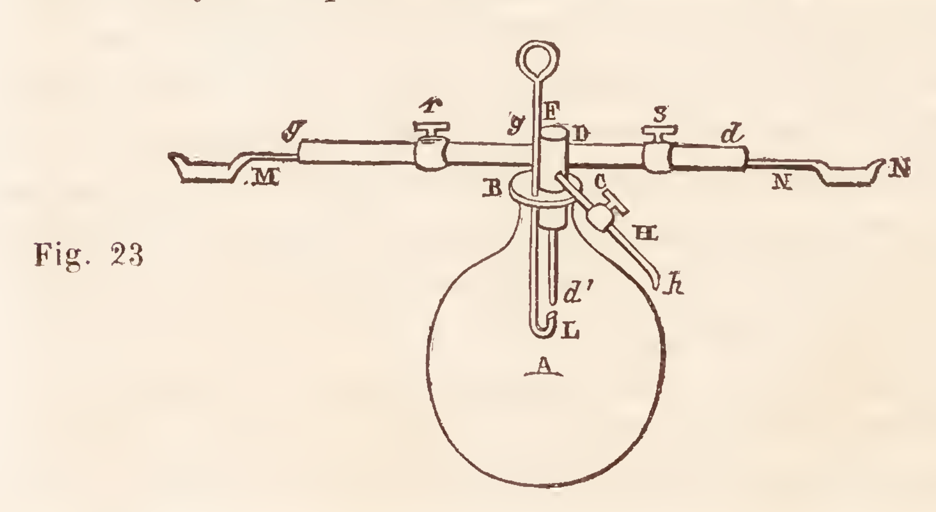


Fig. 23

de quatre trous auxquels aboutissent quatre tuyaux. Le premier H *h* est destiné à s'adapter, par son extrémité *h*, à une pompe pneumatique, par le moyen de laquelle on peut faire le vide dans le ballon. Un second tuyau *g g* communique par son extrémité M M avec un réservoir de gaz oxigène, et est destiné à l'amener dans le ballon. Un troisième *d* D *d'* communique par son extrémité *d* N N avec un réservoir de gaz hydrogène : l'extrémité *d'* de ce tuyau se termine par une ouverture très petite et à travers laquelle une très fine aiguille peut à peine passer. C'est par cette petite ouverture que doit sortir le gaz hydrogène contenu dans le réservoir; et pour qu'il ait une vitesse suffisante,

on doit lui faire éprouver une pression de un ou deux pouces d'eau. Enfin la platine BC est percée d'un quatrième trou, lequel est garni d'un tube de verre mastiqué, à travers lequel passe un fil de métal G L, à l'extrémité L duquel est adaptée une petite boule, afin de pouvoir tirer une étincelle électrique de L en d' pour allumer, comme on le verra bientôt, le gaz hydrogène. Le fil de métal G L est mobile dans le tube de verre afin de pouvoir éloigner la boule L de l'extrémité d' de l'ajutoir D d'. Les trois tuyaux d D d', $g\,g$, H h, sont chacun garnis de leur robinet.

» Pour que le gaz hydrogène et le gaz oxigène arrivent bien secs par les tuyaux respectifs qui doivent les amener au ballon A, et qu'ils soient dépouillés d'eau autant qu'ils le peuvent être, on les fait passer à travers des tubes M M, N N, d'un pouce environ de diamètre qu'on remplit d'un sel très déliquescent, c'est-à-dire, qui attire l'humidité de l'air avec beaucoup d'avidité, tel que l'acétate de potasse, le muriate ou le nitrate de chaux.

» On doit s'être prémuni d'avance d'une provision suffisante de gaz oxigène bien pur; et pour s'assurer qu'il ne contient point d'acide carbonique, on doit le laisser longtemps en contact avec la potasse dissoute dans de l'eau, et qu'on a dépouillée de son acide carbonique par de la chaux.

» On prépare avec le même soin le double de gaz hydrogène. Le procédé le plus sûr pour l'obtenir exempt de mélange, consiste à le tirer de la décomposition de l'eau par du fer bien ductile et bien pur.

» Lorsque ces deux gaz sont ainsi préparés, on adapte la pompe pneumatique au tuyau H h, et on fait le vide dans le grand ballon A : on y introduit ensuite l'un ou l'autre des deux gaz, mais de préférence le gaz oxigène par le tuyau $g\,g$, puis on oblige par un certain degré de pression le gaz hydrogène à entrer dans le même ballon par le tuyau d D d', dont l'extrémité d' se termine en pointe. Enfin on allume

ce gaz à l'aide d'une étincelle électrique. En fournissant ainsi de chacun des deux gaz, on parvient à continuer très long-temps la combustion.

« *Effet.* — A mesure que la combustion s'opère, il se dépose de l'eau sur les parois intérieures du ballon ou matras : la quantité de cette eau augmente peu à peu ; elle se réunit en grosses gouttes qui coulent et se rassemblent dans le fond du vase.

» En pesant le matras avant et après l'opération, il est facile de connaître la quantité d'eau qui s'est ainsi rassemblée. On a donc dans cette expérience une double vérification ; d'une part le poids des gaz employés, de l'autre celui de l'eau formée, et ces deux quantités doivent être égales.

» Ainsi, soit qu'on opère par voie de décomposition ou de recomposition, on peut regarder comme constant et aussi bien prouvé qu'on puisse le faire en chimie et en physique, que l'eau n'est point une substance simple ; qu'elle est composée de deux principes, l'oxigène et l'hydrogène.

» Ce phénomène de la décomposition et de la recomposition de l'eau s'opère continuellement sous nos yeux, à la température de l'atmosphère et par l'effet des affinités composées. C'est à cette décomposition que sont dus, comme nous le verrons, au moins jusqu'à un certain point, les phénomènes de la végétation. Il est bien extraordinaire qu'elle ait échappé jusqu'ici à l'œil attentif des physiciens et des chimistes, et on doit en conclure que dans les sciences, comme dans la morale, il est difficile de vaincre les préjugés dont on a été originairement imbu, et de suivre une autre route que celle dans laquelle on est accoutumé de marcher. »

On peut encore analyser l'eau par la pile (voy. *Physique*, page 215), et le résultat est le même.

Il est donc aujourd'hui bien démontré qu'en volume l'eau

est composée de 2 d'hydrogène et 1 d'oxigène = H^2O. En poids elle contient une partie d'hydrogène et huit parties d'oxigène. Ce résultat a été déduit par M. Dumas d'expériences fondées sur la combustion directe de l'hydrogène, où il a produit plus d'un kilogramme d'eau artificielle. Si on adopte, à l'exemple des Anglais, 1 pour le poids atomique de l'hydrogène, un atome d'oxigène pèsera 8, et un atome d'eau pèsera 9.

Propriétés physiques de l'eau. — L'eau est liquide à la température ordinaire, transparente, incolore, inodore, insipide, élastique, capable de transmettre le son et de mouiller les corps. Sa compressibilité, niée pendant long-temps, a été mise en évidence par MM. Perkins, Œrsted et Canton. Les expériences qu'ils ont faites à ce sujet prouvent, en même temps, qu'elle se comprime en raison des poids dont elle est chargée. Sa pesanteur spécifique est l'unité à laquelle on compare le poids des liquides et des solides. Un litre d'eau à + 4° pèse 1000 grammes.

L'eau conduit mal le fluide électrique; c'est ce qui fait qu'on ajoute à l'eau qui sert de conducteur au fluide, dans la pile voltaïque, un certaine quantité de sel ou d'acide. Elle réfracte fortement la lumière. Soumise à l'action de la chaleur, l'eau s'échauffe et entre en ébullition à la température de 100° sous la pression ordinaire; l'augmentation ou la diminution de pression retarde ou avance son point d'ébullition; les sels qui ont de l'affinité pour l'eau le retardent également, pendant que quelques sels métalliques l'avancent. L'eau se volatilise facilement, et la vapeur qui en résulte occupe un volume 1700 fois plus considérable que celui qu'elle occupe à l'état liquide. Comme celle de tous les gaz, la tension de sa vapeur augmente avec sa température.

Exposée au froid, l'eau se condense jusqu'à + 4°; au contraire, elle se dilate jusqu'au terme de sa congélation, qui a lieu à 0. Selon M. Mairan, pendant sa congélation,

elle augmente d'un quatorzième de son volume. Voilà pourquoi la glace est plus légère que l'eau. Il résulte de ce que nous venons de dire, que le plus grand degré de densité de ce liquide est à $+ 4^{\circ}$. Son point de congélation peut être retardé, tout aussi bien que son point d'ébullition, et cela par les mêmes substances salines. Blagden a vu que l'eau pure, placée dans un matras dont le col a été fermé à la lampe, ou recouverte d'une couche d'huile, pouvait recevoir un froid de -5 à -6° sans se congeler, pourvu toutefois que l'eau ne soit point agitée. M. Gay-Lussac, en employant les mêmes moyens, et de l'eau pure et privée d'air, a pu l'amener jusqu'à -12° sans la congeler. L'eau aérée et chargée de limon se congèle plus promptement.

Propriétés chimiques. — L'oxigène se dissout en quantité d'autant plus grande que la température est plus basse et la pression plus forte. A $+ 10^{\circ}$, pression ordinaire, elle en dissout plus de la 25e partie de son volume. L'air s'y dissout aussi, mais en moindre proportion, et l'on remarque que l'air y est plus riche en oxigène, ce qui tient uniquement à ce que l'azote est moins soluble que l'oxigène.

L'hydrogène ne se dissout qu'en petite quantité.

Parmi les métalloïdes il n'y a que l'azote, l'iode, le brome et le chlore qui se dissolvent dans l'eau. Le bore et le carbone ne la décomposent qu'à une température élevée, en donnant, le premier de l'acide borique et de l'hydrogène, le second de l'acide carbonique et du protocarbure d'hydrogène. Cette expérience se fait en plaçant le corps dans un tube de porcelaine rougi où l'on fait arriver l'eau en vapeurs. Le charbon peut de plus absorber de l'eau et alors perdre les gaz qu'il contenait. L'iode chauffé avec elle la décompose, et forme de l'acide iodhydrique et de l'acide iodique ; en continuant l'addition de l'iode il n'y a bientôt plus décomposition de l'eau ; au contraire, par la concentration de l'eau, les deux acides formés réagissent l'un sur l'autre pour reformer de l'eau et de l'iode. Le chlore dissous

dans l'eau constitue le *chlore liquide* (voyez page 78). Cette dissolution est chargée de une fois et demie son volume de chlore, à 20°, et sous la pression ordinaire; la chaleur ou la lumière solaire appliquée à cette dissolution détermine la décomposition de l'eau, la formation d'acide chlorhydrique, et la mise en liberté de l'oxigène, de plus la formation d'un peu d'acide chlorique par l'action de la lumière solaire.

Parmi les métaux, quelques uns décomposent l'eau, tantôt à la température ordinaire, tantôt à une température un peu plus élevée, d'autres fois à une température rouge. Aucun n'y est soluble.

La plupart des acides se dissolvent dans l'eau; en général, ceux qui ont beaucoup de saveur y sont très solubles.

Les alliages agissent sur l'eau de la même manière que les métaux : ainsi ceux qui contiennent des métaux capables de la décomposer pourront tout aussi bien la décomposer. Quelques oxides métalliques se dissolvent dans l'eau; tels sont ceux de la première section, et de mercure, etc.; la plupart, au contraire, y sont insolubles.

Etat naturel.—L'eau se trouve très abondamment dans la nature, à l'état solide, à l'état liquide, ou à l'état de vapeurs. A l'état solide elle constitue la *glace*, la *grêle*, la *neige*; elle se trouve communément dans les pays froids, aux environs des pôles; là elle constitue ce qu'on appelle les *glaciers*, qui, venant à fondre par un temps plus chaud, donnent lieu à des rivières plus ou moins considérables. A l'état liquide elle est infiniment plus abondante; elle constitue les rivières, les lacs, les mers, mais elle n'est jamais pure; elle contient plus ou moins de corps étrangers (sel marin, sels de chaux, quelquefois sels de fer, de magnésie, acide carbonique, sulfhydrique, etc.). Quand l'eau contient une assez grande quantité de sel marin, elle est dite *salée* : telles sont celles des mers et de quelques sources. Si la proportion des autres corps est assez forte pour agir sur l'économie animale, on lui donne le nom d'*eau miné-*

rale. Quand, au contraire, elle a peu ou pas de saveur et ne contient que très peu de sels, on l'appelle *eau douce* ou *eau potable :* telles sont celles des rivières, de fontaines, etc. Enfin, à l'état de vapeurs elle se trouve en assez grande quantité dans l'atmosphère. (Voyez *Physique,* HYGROMÉTRIE, page 140.)

Nous allons faire connaître la composition des eaux potables, et pour cela nous choisirons pour exemple les analyses d'eaux de Seine et du canal de l'Ourcq que j'ai exécutées, il a douze ans, sous la direction de M. Vauquelin.

Tableau de l'analyse des eaux de Paris, pour 1000 *parties d'eau.*

Désignation.	Carbonate de chaux.	Carbonate de magnésie.	Sulfate de chaux.	Sulfate de magnésie.	Chlorure de sodium, de calcium et de magnésium	Poids total des sels.
Canal de l'Ourcq.	0,175	0,02	0,153	0,07	0,041	0,479
Seine, avant son entrée dans Paris, rive droite.	0,108	0,0086	0,0325	0,0125	0,015	0,1826
Seine, avant son entrée dans Paris, rive gauche, avant l'embouchure de la Bièvre.	0,118	. . .	0,0391	. . .	0,018	0,1791
Seine, au point de réunion des deux bras qui entourent la Cité.	0,101	0,007	0,031	0,0084	0,0191	0,1705
Seine, au sortir de Paris, rive gauche . . .	0,108	0,006	0,030	0,010	0,021	0,181
Seine, avant sa jonction avec la Marne. . . .	0,119	. . .	0,0385	. . .	0,017	0,1785
Marne, avant sa jonction avec la Seine	0,105	0,009	0,031	0,0121	0,017	0,1801

Ajoutons maintenant quelques notions sur les analyses

qui n'ont point trouvé leur place dans le tableau précédent. L'eau du canal de l'Ourcq contient 73 milligrammes d'acide carbonique, et l'eau de la Seine 51 milligrammes par litre; l'eau de Seine contient plus d'air et surtout plus d'oxigène que l'eau du canal. Les eaux de Seine contiennent 6 milligrammes de silice, les eaux du canal 2 milligrammes. Les eaux de Seine avant leur jonction à la Marne, et les eaux de Seine prises sur la rive gauche, contiennent des nitrates; les eaux de la rive droite et de la Marne n'en contiennent pas. Les eaux de la Marne et les eaux de la Seine, sur la rive droite, contiennent des sels de magnésie; celles de la rive gauche, et les eaux de la Seine avant sa jonction, n'en contiennent pas. Les eaux du canal contiennent plus de matières organiques que celles de la Seine. Avant son entrée dans Paris la Seine en contient moins qu'à sa sortie. Mais cette proportion est quantitativement inappréciable.

Epreuve de l'eau. — On regarde l'eau comme suffisamment pure et bonne pour les usages ordinaires lorsqu'elle est inodore, agréable au goût, qu'elle dissout le savon sans former de grumeaux et qu'elle ne forme pas des précipités trop abondants par l'addition des nitrates de baryte et d'argent et par l'oxalate d'ammoniaque, et qu'enfin, en la faisant évaporer, elle dégage au commencement de l'évaporation des bulles nombreuses, et qu'elle ne laisse pas un résidu supérieur à quatre décigrammes par litre.

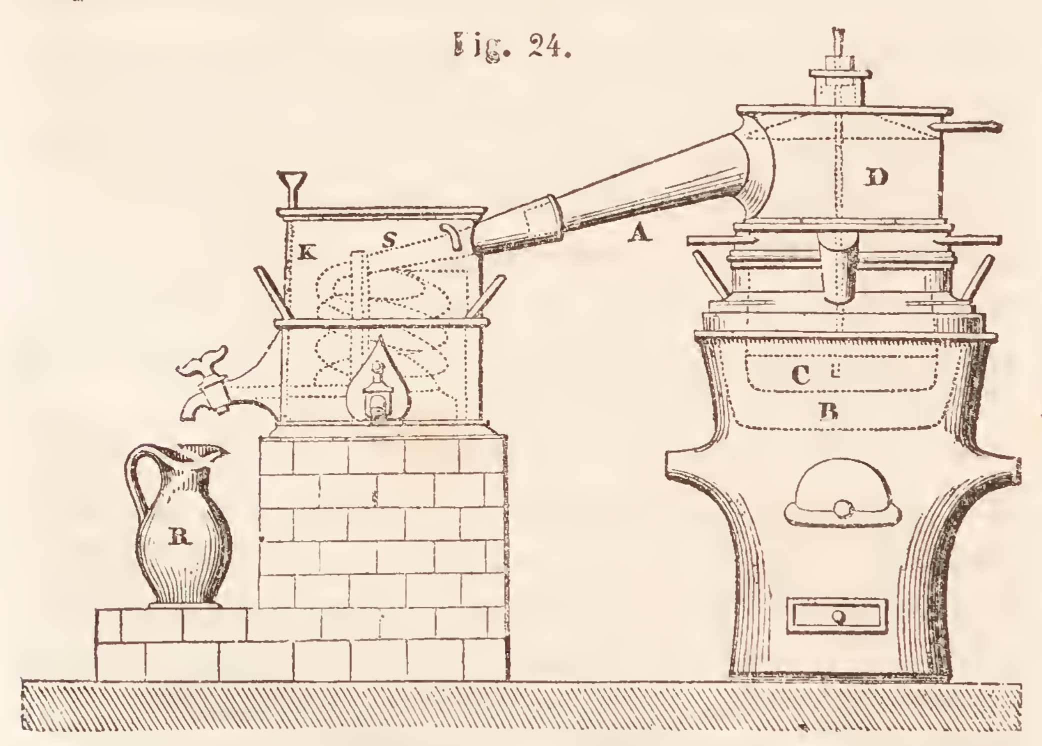
Préparation de l'eau distillée. — Pour obtenir l'eau à l'état de pureté et privée d'air, on la distille, et l'on ne recueille le produit qu'après avoir laissé perdre les 4/100 de la quantité employée; alors on continue l'opération jusqu'aux 3/4. Dans les premières parties se trouve souvent du carbonate d'ammoniaque, provenant des matières animalisées que contient l'eau; au contraire, à la fin, en continuant le feu, certains sels que l'eau renferme pourraient réagir les uns sur les autres, et former des produits volatils, dont serait chargée l'eau que l'on veut purifier.

Nous allons maintenant donner quelques notions générales sur la distillation.

Distillation. — La distillation est une opération qui a pour but de séparer un produit volatil de substances qui sont moins volatiles que lui. Il n'y a pas très long-temps que l'art de la distillation est connu ; les premières notions qu'on trouve sur cet art sont consignées dans les écrits d'un médecin arabe nommé Alrhasès. On distinguait autrefois trois espèces de distillations, la distillation *per ascensum* ou à l'alambic, *per latus* ou à la cornue, et *per descensum*. Cette dernière opération, qui était très vicieuse, est généralement abandonnée, elle avait pour but de forcer les liqueurs à distiller de haut en bas.

Distillation à l'alambic. — Cet instrument se compose de trois parties dont la forme exerce l'influence la plus essentielle sur le résultat; ces parties sont : la cucurbite, le chapiteau et le réfrigérant. (Voyez fig. 24).

Fig. 24.



La *cucurbite* C était deux fois aussi profonde que large. Comme la rapidité avec laquelle un liquide s'évapore est en raison directe de l'étendue de sa surface, que la promptitude avec laquelle il bout est proportionnée à l'étendue de

la surface échauffée et au peu d'épaisseur de la couche de liqueur étendue sur le fond chauffé, il suit de là que la cucurbite doit abandonner d'autant plus facilement ce qui peut se volatiliser qu'elle a un fond plus large et qu'elle présente moins de hauteur, et qu'en lui donnant ces deux qualités on épargne proportionnellement le temps et le combustible.

Il est cependant convenable qu'elle ait assez de hauteur pour que les matières qui y sont contenues ne puissent s'élever dans le chapiteau.

Le *chapiteau* D a subi de nombreuses et importantes modifications; il était autrefois séparé de la cucurbite par des tubes tantôt droits, tantôt courbés en zigzag. On les supprima et l'on fit reposer immédiatement le chapiteau sur la chaudière. Dans l'alambic de Baumé, qu'on retrouve encore dans de vieux laboratoires, le chapiteau est conique et entouré d'un bain-marie propre à condenser les vapeurs. A sa base est une rainure destinée à conduire dans le col du chapiteau les vapeurs condensées qui ruissellent sur ses parois internes. Cet appareil a deux grands défauts : le premier, c'est qu'une partie du liquide retombe dans la chaudière au lieu de couler dans le récipient. On y avait paré dans certains cas; ainsi l'expérience avait appris, dans la distillation du vin, à donner au chapiteau un certain degré d'inclinaison; une goutte d'eau-de-vie coulait alors à sa surface sans retomber dans la chaudière; mais il restait toujours un second inconvénient auquel il n'avait pas été remédié, c'est qu'une partie des vapeurs était refroidie à distance sans avoir le contact du métal, et retombait directement dans la cucurbite.

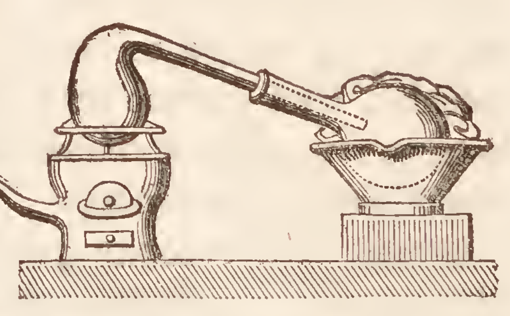
Depuis on a reconnu que le chapiteau n'a pas besoin d'être grand, et qu'il n'est pas nécessaire qu'il s'y opère la moindre condensation. C'est pourquoi on le fait très petit aujourd'hui, où l'on ne prend qu'un tuyau en cuivre recourbé dont une extrémité plus large s'adapte exactement

à l'ouverture de la chaudière, tandis que la plus petite A s'ajuste également dans le réfrigérant.

Le *réfrigérant*, connu en France sous le nom de serpentin, est la partie dans laquelle les vapeurs se condensent et prennent l'état liquide. Dans les anciennes chaudières, il ne consistait qu'en tuyaux droits, traversant un vase en bois plein d'eau et de glace, ordinairement au nombre de deux ou trois suivant que le chapiteau était garni de deux ou trois tuyaux d'écoulement. Le chemin que les vapeurs avaient alors à parcourir était fort court, et il résultait de là qu'aux époques de l'année où il était impossible d'avoir la glace, la distillation ne pouvait se faire sans une perte considérable, une grande partie des vapeurs traversant le tuyau sans se condenser. C'est pourquoi on modifia la forme du réfrigérant; au lieu de trois tuyaux on n'en prit qu'un seul, mais tourné cinq fois et souvent plus en spirale, et allant toujours en se rétrécissant vers le bas. Il est contenu dans un vase K, et le liquide distillé est versé par le robinet dans le récipient R.

Distillation à la cornue. — Une cornue est un vase de verre, de terre, de porcelaine ou de métal; c'est à proprement parler un matras à col recourbé. On distingue la *panse* qui répond à la cucurbite d'un alambic, la *voûte* et le *col* qui correspondent au chapiteau (fig. 25). L'appareil de réfrigération varie suivant les opérations, mais c'est ordinairement une allonge et un ballon récipient tubulé qui a le double avantage de favoriser la condensation des vapeurs et de porter les gaz à une hauteur assez grande dans la cheminée. Pour refroidir ce matras on le plonge s'il est nécessaire dans un vase contenant de l'eau et de la glace. On peut encore faire tomber de l'eau goutte à goutte sur la

Fig. 25.



surface du matras couvert d'un morceau de toile. Pour quelques liquides très volatils, il faut entourer le matras d'un mélange réfrigérant. Pour empêcher la déperdition des vapeurs par les points de jonction de la cornue avec l'allonge et de cette dernière avec le ballon, on y adapte des bouchons sur lesquels on applique un lut qu'on recouvre d'une bande de papier. Quand on distille des acides qui corroderaient des bouchons, on ne met aucun lut, on choisit seulement des vases s'adaptant le mieux possible. Quand on a affaire à des liquides d'une condensation difficile ou quand on se propose de dissoudre du gaz dans l'eau, on emploie l'appareil de Wolf (page 78).

Les cornues sont chauffées à feu, au bain de sable ou dans un bain liquide, suivant les résultats que l'on veut obtenir. Quand le liquide employé comme bain-marie est de l'eau, on a une température constante de 100° ; par une dissolution concentrée de plusieurs sels, on peut obtenir des températures variables. Ainsi une dissolution saturée de nitre bout à 114°, une dissolution de sel marin à 106°, une dissolution saturée de tartrate de potasse et de soude à 115°. Le bain d'huile peut être chauffé à 300°, et avec l'alliage fusible de d'Arcet on peut aller jusqu'au rouge.

Théorie de la distillation. — Lorsque la distillation s'exerce sur un seul liquide, il forme, lorsqu'il est porté à l'ébullition, des vapeurs dont la force élastique est égale à celle de l'air, et comme elles sont continuellement chassées par de nouvelles vapeurs qui se forment, l'air de l'appareil est bientôt expulsé ; elles continuent à se former tant que le liquide bout et elles se condensent dans le réfrigérant. Quand on chauffe deux liquides qui entrent en ébullition à des températures inégales, par exemple, de l'eau qui bout à 100° et une essence à 150°, la température reste constante à 100° ; il se forme alors une quantité assez considérable de vapeur d'essence qui se mêle à la vapeur d'eau qui en est saturée par la température de 100°. Mais de même

que la vapeur d'eau se renouvelle sans cesse, la vapeur d'essence se reproduit à chaque instant et toujours dans la même condition de saturation réciproque. Mais quand deux liquides qui distillent ensemble ont de l'affinité l'un pour l'autre, ces résultats sont modifiés par cette affinité, et c'est ce qui arrive du plus au moins dans le plus grand nombre des distillations.

BI-OXIDE D'HYDROGÈNE (*Eau oxigénée*). — C'est à M. Thénard qu'est due la découverte du bi-oxide d'hydrogène.

Propriétés. — Ce composé est liquide, incolore et inodore. Il détruit la couleur du papier de curcuma; sa saveur est métallique, picotant la langue et épaississant la salive; il attaque la peau, l'altère et la détruit quand on l'y applique en couches assez épaisses; sa tension est plus faible que celle de l'eau, ce qui explique pourquoi on peut la concentrer dans le vide à côté d'un corps avide d'eau, comme l'acide sulfurique, etc.; sa densité = 1,452.

Exposé à la chaleur, il perd une partie de son oxigène et d'autant plus que la température est élevée. Le fluide électrique en dégage une plus grande quantité; le froid ne le congèle pas même quand il est = à — 30°.

Parmi les métalloïdes, le sélénium et le charbon seul décomposent le bi-oxide d'hydrogène : le sélénium s'acidifie, et le charbon dégage de l'oxigène sans contracter de combinaison.

Tous les métaux, l'antimoine, le tellure, le fer et l'étain exceptés, décomposent l'eau oxigénée, et la ramènent à l'état d'eau ordinaire. Mais cette action ne devient bien manifeste que lorsqu'ils sont réduits en poudre. Quelques uns passent à l'état d'oxide; d'autres restent tels qu'ils ont été employés, dégagent néanmoins tout l'oxigène qui le constituait, et il ne reste plus que de l'eau.

Parmi les sulfures métalliques, il n'y a que celui d'argent et celui de mercure qui, mis en contact avec le bi-oxide

d'hydrogène, ne l'aient pas décomposé. Tous les autres, au contraire, le décomposent, s'emparent d'une partie de son oxigène, et passent à l'état de sulfate; mais cette manière d'agir n'est pas la même pour tous; car il en est dont l'action est violente, et d'autres, comme ceux de bismuth ou d'étain, dont l'action est très faible.

Les oxides métalliques tendent en général à le ramener à l'état d'eau. Quelques uns s'oxident davantage, d'autres ne s'altèrent pas; enfin plusieurs sont susceptibles de réduction. La force décomposante des oxides est très variable; ainsi les uns chassent subitement l'oxigène de la liqueur avec une sorte d'explosion, dégagement de calorique et même de lumière. Parmi les oxides qui se suroxident, se trouvent ceux de *baryum*, de *strontium*, de *calcium*, etc. Ceux qui ne s'altèrent pas sont: les peroxides de *manganèse*, de *cobalt*, de *fer*; le protoxide de plomb, etc. Ceux qui se réduisent sont les oxides d'*argent*, d'*or*; les *oxides de plomb*, autres que le protoxide, etc. Enfin trois font explosion: ce sont l'oxide d'*argent*, les *peroxides de plomb* et de *manganèse*.

Les acides, au contraire, possèdent la propriété de donner à l'eau oxigénée plus de stabilité, à moins qu'ils ne soient trop faibles ou qu'ils ne changent de nature; tel est l'*acide tartrique*, etc.; alors les acides sont transformés en acide carbonique. Les acides sulfurique, phosphorique, chlorhydrique, arsénique, oxalique, etc., se trouvent dans le premier cas, c'est-à-dire qu'ils ajoutent de la fixité à l'eau oxigénée.

Les sels ont une action sur l'eau oxigénée, plutôt semblable à leurs oxides qu'à leurs acides.

Parmi les matières végétales, il ne paraît y avoir que le tournesol qui décompose l'eau oxigénée, ce que l'on attribue à l'alcali qu'il contient. Il en est de même des matières animales isolées, si ce n'est la fibrine qui en opère la décomposition. Mais les matières animales organisées, les

tissus organiques des animaux, opèrent toutes la décomposition du bi-oxide d'hydrogène, à la manière des oxides métalliques et des métaux, et cela sans absorber d'oxigène ni céder rien de leurs principes.

Composition. — Les diverses analyses prouvent que l'eau oxigénée est un bi-oxide d'hydrogène, par conséquent formé de 2 atomes d'hydrogène et de 2 atomes d'oxigène ; d'où la formule $H^2 O^2$ ou H O.

Préparation. — Pour préparer l'eau oxigénée, on se procure du bi-oxide de baryum; on le broie dans un peu d'eau de manière à en faire une pâte; d'un autre côté, on fait un mélange d'acide chlorhydrique et d'une certaine quantité d'eau que l'on place dans une éprouvette entourée de glace; alors on ajoute dans l'acide le bi-oxide de baryum, qui s'y dissout sans effervescence, surtout en ayant soin d'agiter. L'acide chlorhydrique, en ramenant le bi-oxide à l'état de protoxide pour s'y combiner, en dégage l'oxigène qui s'unit à l'eau; de sorte que la dissolution est formée de chlorure de baryum, de bi-oxide d'hydrogène et d'eau. On ajoute à cette dissolution, goutte à goutte, de l'acide sulfurique, qui s'empare de la baryte, et la précipite à l'état de sulfate, en même temps que l'acide chlorhydrique est devenu libre; on sépare le précipité par la filtration, et l'on recommence à ajouter comme ci-dessus du bi-oxide de baryum réduit en pâte, et de l'acide sulfurique qui, séparant la baryte en rendant libre l'acide chlorhydrique, permet de recommencer assez souvent cette manipulation pour charger l'eau d'une assez grande quantité d'oxigène. Arrivé à ce point, comme l'oxide de baryum a abandonné des flocons de silice, d'alumine, d'oxides de fer et de manganèse, on filtre sur une toile pour les séparer. On traite la liqueur par du sulfate d'argent; il se forme un chlorure insoluble, et l'acide sulfurique est mis en liberté; on sépare ensuite cet acide par la baryte bien pure, et l'on n'a plus

qu'à concentrer la liqueur au moyen de la machine pneumatique et de l'acide sulfurique.

Usages.—L'eau oxigénée peut être employée à l'extérieur comme un excitant très énergique. On l'a indiquée pour restaurer les vieux dessins noircis par l'acide sulfhydrique ; dans ce cas, le sulfure noir de plomb qui s'est formé passe à l'état de sulfate blanc.

ACIDE BORIQUE (*Acide boracique; sel sédatif de Homberg*).—Il est solide, blanc, inodore, rougissant faiblement la teinture de tournesol. Sa pesanteur spécifique = 1,803. Soumis à une température élevée, il fond et donne lieu à un verre incolore et transparent. En même temps il perd son eau de combinaison. L'air et l'oxigène ne l'altèrent pas. L'eau à 100° n'en dissout que la 35e partie de son poids. Quoique l'acide borique soit un des acides les plus fixes, cependant il se volatilise dans l'eau bouillante, mais alors c'est la vapeur de l'eau qui détermine sa volatilisation. Il a été découvert par Homberg.

Composition. — Il est formé de 2 atomes de bore et de 3 atomes d'oxigène, d'où $B^2 O^3$. Il existe, dans plusieurs lacs de Toscane libre, et à l'état de combinaison avec la soude dans quelques lacs des Indes.

Préparation. — Pour l'obtenir, on fait dissoudre, à chaud, du borate de soude, et l'on y verse, pendant que la dissolution est encore chaude, de l'acide sulfurique qui s'empare de la soude, forme du sulfate de soude, et met l'acide borique en liberté, qui cristallise par le refroidissement de la liqueur.

Caract. essent. — Cet acide se reconnaît à ce que, dissous dans l'alcool, il communique à sa flamme une couleur verte.

Usages. — On s'en sert pour analyser les pierres gemmes, et en médecine comme calmant et antispasmodique.

COMBINAISONS DU CARBONE ET DE L'OXIGÈNE. —L'oxigène s'unit au carbone pour former cinq composés,

savoir : l'*oxide de carbone,* $C\,O$, l'*acide carbonique* $C\,O^2$, l'*acide oxalique*, $C^2\,O^3$, l'*acide croconique*, $C^5\,O^4$, l'*acide mellitique*, $C^4\,O^3$. Nous ne traiterons ici que des deux premières combinaisons.

Oxide de carbone. — *Historique.* — En calcinant de l'oxide de zinc avec du carbone, Priestley obtint un gaz inflammable ; il crut que c'était de l'hydrogène carboné ; mais Cruickshank et Clément Désormes démontrèrent qu'il n'était formé que de carbone et d'oxigène.

Préparation. — Le gaz oxide de carbone se produit toutes les fois qu'on met en contact à une haute température un excès de carbone avec ou de l'oxigène, ou de l'acide carbonique, ou des corps qui cèdent difficilement l'oxigène ou l'acide carbonique qu'ils contiennent ; mais le procédé qui le donne le plus pur repose sur la propriété qu'a l'acide sulfurique de décomposer l'acide oxalique en volumes égaux de gaz oxide de carbone et de gaz acide carbonique. On fait un mélange de 1 partie de bi-oxalate de potasse (sel d'oseille) et de 5 parties d'acide sulfurique concentré ; on introduit ce mélange dans une cornue, on chauffe peu à peu, on fait passer le gaz sur un excès de potasse caustique qui absorbe l'acide carbonique, et on reçoit le gaz oxide de carbone sous des cloches placées sur une cuve à eau.

Propriétés.—L'oxide de carbone est un gaz sans couleur ni odeur ; sa densité est de 0,96783 ; il éteint les corps en combustion. Mis à une température rouge en contact avec le gaz oxigène, il se combine avec dégagement de calorique et de lumière avec $\frac{1}{2}$ volume de ce gaz, et donne lieu à un volume égal au sien d'acide carbonique. L'eau ne dissout pas une quantité notable d'oxide de carbone. Formule : $C\,O$.

Le chlore et l'oxide de carbone, exposés au soleil, en quantités égales, se contractent de moitié et forment une nouvelle combinaison que John Davy avait nommée *phos-*

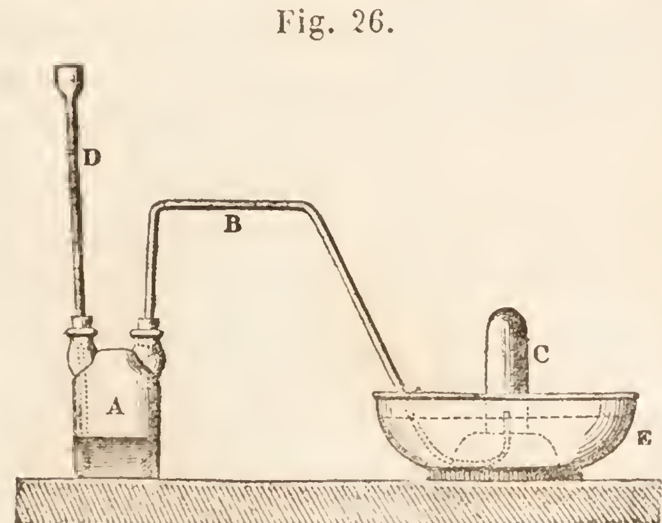
gène, nom que les chimistes français ont remplacé par celui de gaz *acide chloroxi-carbonique.* Il est incolore, d'une odeur analogue au chlorure d'azote, rougissant la teinture de tournesol, et éteignant les corps en combustion.

ACIDE CARBONIQUE. — *Historique.* — Vanhelmont reconnut que les pierres calcaires laissaient quelquefois dégager un air qu'il nomma gaz. Hales démontra que cet air était une des parties constituantes de ces pierres. Black vit que la chaux et les alcalis pouvaient l'absorber. Priestley en étudia avec soin les propriétés; mais il était réservé au génie de Lavoisier d'en faire connaître exactement la nature et la composition.

Etat naturel.—L'acide carbonique existe à l'état de gaz: 1° dans l'air atmosphérique, et à l'état de pureté dans plusieurs grottes, dont la plus connue est celle du Chien, près Pouzzoles en Italie; cette grotte contient ordinairement une couche de 5 à 6 décimètres de gaz acide carbonique, de sorte qu'un homme peut y descendre sans danger et qu'un chien y est asphyxié; 2° dissous dans l'eau dans plusieurs eaux médicinales, dont les mieux connues sont celles de Seltz; 3° en combinaison à l'état de carbonate avec plusieurs oxides. Il se forme constamment par la combustion du charbon et par la respiration.

Préparation. — La craie, les marbres sont des carbonates de chaux plus ou moins purs; mis en contact avec des acides puissants, l'acide carbonique est chassé par eux; on peut facilement le recueillir. Pour le préparer on prend des fragments de marbre blanc, on

Fig. 26.



l'introduit dans un flacon à deux tubulures (fig. 26); à l'une d'elles on adapte un tube se rendant dans un flacon de Wolf contenant un peu d'eau légèrement alcaline; à ce flacon est adapté un tube propre à recueillir le gaz sur une cuve à eau ou à mercure. A l'autre tubulure on adapte un tube surmonté d'un entonnoir; on introduit par là de l'acide hydrochlorique en quantité suffisante pour décomposer le carbonate de chaux, et l'opération marche d'elle-même à la température ordinaire.

Propriétés. — L'acide carbonique est un gaz incolore; sa saveur est aigrelette, son odeur légèrement piquante; il rougit faiblement la teinture de tournesol; il éteint les corps en combustion, est non seulement impropre à la respiration, mais asphyxie les animaux qui le respirent. Sa densité est de 1,5245; cette pesanteur, plus grande que celle de l'air, fait qu'on peut le transvaser comme un liquide; à—20 il ne change pas d'état; mais si on augmente la pression, on le liquéfie.

Acide carbonique et eau. — A la température ordinaire l'eau dissout à peu près 1 fois 1/2 son volume de gaz; mais en augmentant la pression et en diminuant la température on en fait aisément dissoudre 6 volumes. On se sert pour cela d'appareils à compression.

Usages. — L'eau chargée de 5 fois son volume de gaz acide carbonique constitue l'eau gazeuse qui sert de base à l'eau de Seltz artificielle qui est tant employée aujourd'hui. C'est en décomposant le gaz acide carbonique que les plantes absorbent le carbone qui leur est nécessaire.

Composition. — Le gaz acide carbonique contient un volume égal au sien de gaz oxigène. Voici la formule qui représente sa composition: $C O^2$, et qui correspond à 200 d'oxigène et à 75 de carbone. On vérifie ce résultat en faisant brûler du carbone pur, ou mieux du diamant, avec une quantité connue de gaz oxigène.

M. Doebereiner a cité comme expérience convenable à

faire dans un cours la manière suivante de mettre la composition de l'acide carbonique en évidence : on introduit au fond d'un tube fermé à un des bouts un mélange de carbonate de chaux avec un peu de sodium, et on chauffe à la lampe à esprit-de-vin. Le sodium brûle avec dégagement de lumière, mais sans explosion, aux dépens de l'oxigène de l'acide carbonique. Après le refroidissement on ajoute un peu d'eau, ce qui produit un petit dégagement d'hydrogène, et on dissout la chaux dans un peu d'acide chlorhydrique qui laisse un résidu de charbon qu'on recueille sur un filtre.

Acide carbonique liquide et solide. — L'acide carbonique gazeux, refroidi et comprimé, peut être liquéfié ; cette propriété, indiquée par M. Faraday, a été démontrée par M. Thilorier avec beaucoup de perfection. C'est une belle expérience qui, depuis trois ans, était répétée dans les cours publics, mais qui n'est plus exécutée actuellement à cause des dangers qui l'accompagnent.

L'appareil de M. Thilorier (fig. 27) pour la liquéfac

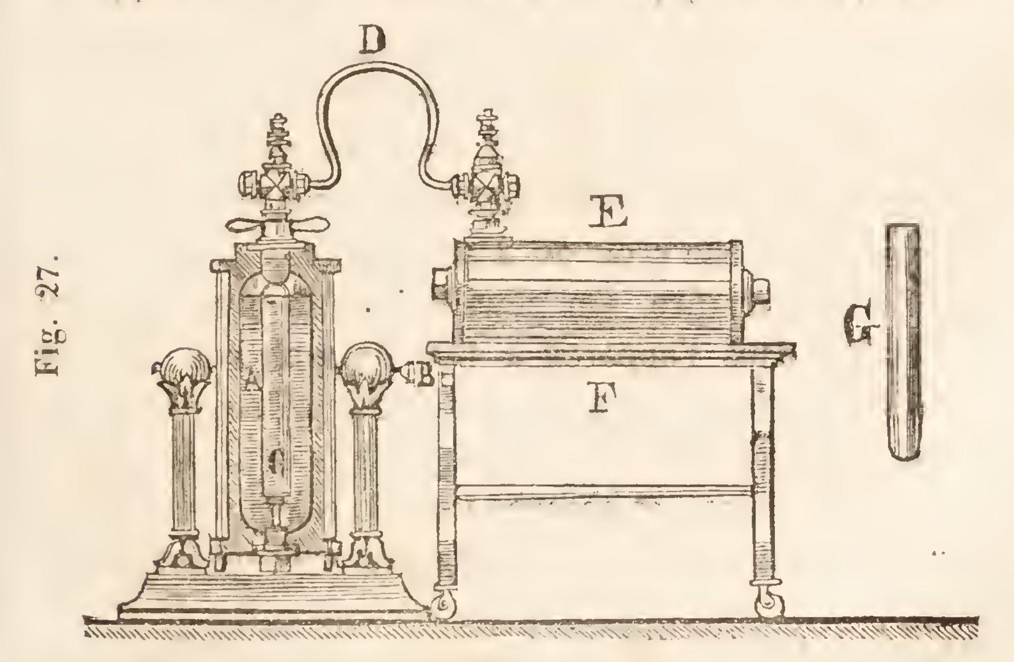


Fig. 27.

et la solidification de l'acide carbonique se compose d'un cylindre en fonte A, de $0^m,487$ de hauteur, de $0^m,271$ de largeur, de $0^m,054$ d'épaisseur. Ce cylindre est suspendu

dans son milieu, sur son axe B; on y place du bicarbonate de soude, qu'on tasse à l'aide d'un cylindre en bois. Lorsque le bicarbonate est introduit dans ce cylindre, on place de l'acide sulfurique dans un tube de cuivre C et G fermé à l'une de ses extrémités; on fait entrer ce tube dans le cylindre de manière à ce qu'il soit fixé dans le bicarbonate. On ferme alors l'appareil à l'aide d'un obturateur à vis qui est surmonté d'un robinet en cuivre, destiné à laisser au besoin dégager l'acide. On fait osciller le cylindre suspendu comme nous l'avons dit sur son axe; l'acide sulfurique contenu dans le tube se répand sur le bicarbonate de soude, et la réaction a lieu instantanément.

L'appareil étant hermétiquement fermé, le gaz qui se dégage se comprime fortement. Sous cette compression, il se liquéfie, et il est amené même à l'état solide, sous forme de neige, lorsqu'on le laisse échapper par une petite ouverture. L'acide carbonique ainsi produit est conduit, quand on le veut, dans un cylindre récipient E, F, à l'aide d'un tube D, et, lorsqu'il est introduit dans ce réservoir, on recommence une deuxième opération de production d'acide qu'on accumule dans le second réservoir.

La compression qui s'établit dans les cylindres et qui réagit contre leurs parois est de 75 atmosphères; au début de l'expérience elle croît de 2 atmosphères pour chaque degré de température. On peut évaluer la pression totale qui s'établit dans l'appareil à 150 atmosphères. En s'échappant sous forme de jet, cet acide liquide devient rapidement gazeux, aux dépens du calorique d'une portion d'acide carbonique, et absorbe tant de calorique que toujours une assez grande partie d'acide carbonique se solidifie.

L'acide solidifié est sous forme de flocons blancs, qui conservent cet état assez long-temps. La température qui produit la solidification de l'acide carbonique peut être évaluée à 100° au-dessous de 0°. L'acide solide possède la

propriété de congeler promptement le mercure. Le potassium le décompose avec effervescence; le fer, le zinc, l'étain, n'ont aucune action sur lui.

Hervy, jeune chimiste de la plus grande espérance, périt victime d'une explosion de cet appareil, qui jusque là avait été employé dans les cours publics pour faire la belle expérience de la solidification de l'acide carbonique.

ACIDE SILICIQUE. *Silice.*—Bergmann, le premier, a examiné les propriétés de la silice; elle fait la base d'un grand nombre de minéraux : le cristal de roche où elle est à l'état de pureté, les pierres à feu, le grès, le sable, l'agate, l'opale, etc. Lorsqu'on veut l'avoir pure, on reçoit dans l'eau du fluoride silicique (fluorure de silicium); ce gaz s'y dissout en s'y décomposant; il y a formation d'acide hydrofluorique et dépôt de silice qu'il suffit de calciner au rouge. L'acide silicique est blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau et dans les acides; sa pesanteur spécifique est de 2,66. Infusible dans nos fourneaux, il ne fond qu'à la lampe alimentée par l'oxigène.

DES COMBINAISONS DU PHOSPHORE ET DE L'OXIGÈNE. — On connaît cinq combinaisons de phosphore avec l'oxigène; ce sont l'oxide de *phosphore*, l'acide *hypo-phosphoreux*, l'acide *phosphoreux*, l'acide *phosphatique*, l'acide *phosphorique*.

OXIDE DE PHOSPHORE. — Long-temps on a cru qu'il existait deux oxides de phosphore, un blanc et un rouge; mais M. Pelouze a démontré que le prétendu oxide blanc n'était qu'une combinaison de phosphore et d'eau.

L'oxide de phosphore est rouge, insipide, inodore, insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther et les huiles; il n'est pas lumineux dans l'obscurité.

Chauffé dans un tube fermé, il se décompose en acide phosphorique et en phosphore; si le tube avait le contact de l'air, il ne se formerait que de l'acide phosphorique.

On l'obtient en faisant passer un courant d'oxigène à travers du phosphore fondu dans de l'eau chaude.

ACIDES HYPO-PHOSPHOREUX ET PHOSPHOREUX. — Ces deux acides ont pour caractères communs d'être décomposables par la chaleur, et de donner lieu à de l'hydrogène protophosphoré, à du phosphore et à de l'acide phosphorique. Dans ce cas l'eau est décomposée ; son oxigène se porte sur l'acide, qui, abandonnant du phosphore, passe à l'état d'acide phosphorique ; en même temps, une partie du phosphore se volatilise, tandis que l'autre forme de l'hydrogène phosphoré par sa combinaison avec l'hydrogène de l'eau.

L'*acide hypo-phosphoreux* est liquide, incristallisable, très sapide ; les sels qu'il forme sont tous très solubles.

Il est formé de quatre atomes de phosphore et de trois atomes d'oxigène $= P^4 O^3$.

On l'obtient en traitant par l'eau le phosphure de barium : l'eau se décompose, l'hydrogène s'unit à une partie du phosphore ; il en résulte de l'hydrogène sesqui-phosphoré, tandis que l'oxigène se combine avec une partie de phosphore pour former l'acide hypo-phosphoreux, qui se combine à la baryte. On dissout l'hypo-phosphite de baryte, on le décompose par l'acide sulfurique qui s'empare de la baryte et laisse à nu l'acide hypo-phosphoreux en dissolution ; on filtre et on concentre dans le vide.

L'*acide phosphoreux* est solide, cristallisé, blanc, inodore et très sapide ; il forme avec les bases des sels qui sont en général moins solubles que les hypo-phosphites, quelques uns même ne le sont pas. Il est formé de deux atomes de phosphore, et de trois atomes d'oxigène $= P^2 O^3$.

On l'obtient en traitant par l'eau le protochlorure de phosphore ; l'hydrogène de l'eau se combine au chlore, forme de l'acide chlorhydrique, son oxigène au phosphore pour constituer l'acide phosphoreux ; en évaporant conve-

nablement, l'acide chlorhydrique se dégage et l'acide phosphoreux cristallise.

ACIDE HYPO-PHOSPHORIQUE OU PHOSPHATIQUE. — D'après Dulong, il paraît n'être qu'un composé d'acide phosphoreux et d'acide phosphorique dans la proportion d'un atome du premier, et deux atomes du second, d'où la formule $P^6 O^{13}$. Ce qu'il y a de certain, c'est que cet acide, combiné avec les bases, donne lieu à des phosphates et à des phosphites.

Cet acide est toujours liquide, visqueux, incolore, très sapide, d'une odeur faible de phosphore, d'une densité plus grande que celle de l'eau. Exposé à la chaleur, il se décompose de la même manière que les deux acides précédents. L'eau le dissout en toutes proportions.

Cet acide est toujours un produit de l'art; pour l'obtenir on dispose plusieurs tubes de verre dans un entonnoir, qui repose sur un flacon. Dans chaque tube on place un bâton de phosphore, et l'on recouvre le tout d'une cloche percée pour donner accès à l'air. Peu à peu le phosphore brûle et forme l'acide phosphatique, qui, en raison d'un peu d'humidité que doit contenir l'air, coule dans l'entonnoir, et de là dans le flacon.

ACIDE PHOSPHORIQUE. — C'est le plus important des acides de phosphore; il fut découvert par Margraff, examiné par plusieurs chimistes, mais surtout par MM. Berzélius, Dulong, Gay-Lussac et Graham.

Cet acide est solide, très acide, inodore, incolore, rougissant fortement la teinture de tournesol, d'une pesanteur spécifique plus grande que celle de l'eau; il peut cristalliser, mais difficilement. Exposé à une chaleur rouge, il fond et donne lieu à un verre transparent; à une température très élevée, il se vaporise; exposé à l'action de la pile, il est décomposé en phosphore et en oxigène. L'air et l'oxigène n'ont aucune action sur l'acide phosphorique, si ce n'est quand ils sont humides; alors l'acide absorbe leur hu-

midité. Parmi les métalloïdes on ne connaît bien que l'action du carbone ; à une température élevée, il décompose l'acide phosphorique en phosphore et en oxigène qui, combiné au charbon, constitue de l'acide carbonique ou de l'oxide de carbone.

L'eau dissout facilement l'acide phosphorique ; cette dissolution est appelée *acide phosphorique liquide.* L'alcool le dissout également.

La composition de l'acide phosphorique a été long-temps un sujet de contestation. Les plus habiles chimistes ne pouvaient pas tomber d'accord, soit pour expliquer sa composition, soit pour expliquer les raisons qui faisaient que telle ou telle circonstance déterminait en lui des propriétés nouvelles. En effet, tantôt l'acide phosphoriqne précipitait le nitrate d'argent en jaune, tantôt il le précipitait en blanc ; mais pour expliquer la cause inconnue de ce phénomène on créa le mot *isomérie,* et l'on disait que ces deux acides étaient *isomères*, c'est-à-dire que, possédant la même composition atomique, ils présentaient des propriétés différentes.

Des travaux furent entrepris par MM. Stromeyer, Clark, Enghellart et Gay-Lussac, et le résultat de ces travaux fut pour qu'on distinguât deux acides phosphoriques, l'un possédant une capacité de saturation plus grande que l'autre, et la propriété de précipiter le nitrate d'argent en jaune : c'est l'acide phosphorique ; l'autre d'une capacité de saturation moindre, précipitant le sel d'argent en blanc : on donne à cet acide le nom d'acide paraphosphorique. Les connaissances en étaient là lorsque M. Graham, dans un fort beau Mémoire, vint jeter un jour tout nouveau sur cette question, et faire connaître quatre modifications de l'acide phosphorique, en même temps qu'il fit voir que les modifications étaient influencées par la présence d'une plus ou moins grande quantité d'eau, ou de base.

Selon M. Graham, quand on brûle du phosphore dans

de l'oxigène sec, on obtient de l'acide phosphorique anhydre P^2O^5. Cet acide dissous dans l'eau s'hydrate immédiatement et forme un composé contenant un atome d'eau $= P^2O^5 + H^2O$. Cet acide possède la propriété de précipiter l'albumine en si petite quantité qu'il devient un excellent réactif pour déceler la présence de ce corps. Si l'on abandonne la dissolution, au bout de quelque temps l'acide a absorbé trois atomes d'eau et est devenu $P^2O^5 + H^6O^3$. C'est là l'acide phosphorique ordinaire, qui, au lieu de précipiter l'albumine, la dissout quand elle est coagulée. Cet acide, ou ses sels, précipitent le nitrate d'argent en jaune. Enfin, M. Graham a découvert un autre acide qui ne précipite pas l'albumine, mais qui précipite le nitrate d'argent en blanc et qui est représenté par $P^2O^5 + H^4O^2$.

Maintenant, quand l'on chauffe au rouge l'acide $P^2O^5 + H^6O^3$, il perd un atome d'eau et devient $P^2O^5 + H^4O^2$. Si on le chauffe avec deux atomes de base, l'eau se dégage. Quand au lieu de deux atomes de base on ne le chauffe qu'avec un atome de base, il perd encore toute son eau, se combine avec la base et constitue alors l'acide $P^2O^5 + H^2O$.

On voit, d'après ce que nous venons de dire, qu'il existe quatre modifications de l'acide phosphorique qui diffèrent les unes des autres par les proportions d'eau qu'elles contiennent.

Préparation. Pour obtenir l'acide phosphorique anhydre qui a été employé dans ces derniers temps pour enlever l'eau aux matières organiques, voici une méthode très convenable indiquée par M. Marchand. On place un creuset de porcelaine au fond d'une grande capsule en porcelaine; sur ce creuset, comme pied, on pose une petite capsule de porcelaine ou seulement le couvercle du creuset, avec quelques morceaux de phosphore pur et sec. Cela posé, on recouvre le creuset d'une grande cloche de verre tubulée dont le bouchon donne passage à deux tubes ouverts; l'un

d'eux est d'un grand calibre, et l'autre d'un calibre moindre. On allume le phosphore au moyen d'un fil de fer rouge qu'on introduit dans le tube droit et qu'on retire aussitôt après. Quand le phosphore a fini de brûler, on fait arriver de nouveaux morceaux de phosphore par le tube droit; ils s'enflamment immédiatement d'eux-mêmes. Si la cloche s'échauffe par trop, il faut attendre qu'elle soit refroidie avant d'introduire du phosphore, car elle pourrait facilement se casser sans cette précaution. De cette manière on peut, dans un temps très court, brûler 125 grammes de phosphore, et en retirer 250 grammes d'acide phosphorique anhydre. Après l'opération, on détache l'acide de la cloche au moyen d'une cuillère, on le tasse et on l'introduit rapidement dans un vase qui peut se fermer hermétiquement. Cette expérience est tout-à-fait convenable à être montrée dans des cours.

Si l'on met quelque temps l'acide phosphorique anhydre en contact avec de l'eau, il se transforme en acide phosphorique trihydraté.

Le plus souvent on obtient cet acide en traitant le phosphore par l'acide nitrique; l'oxigène de l'acide acidifie le phosphore pendant qu'il se dégage de l'azote et du bi-oxide d'azote. M. Schoubein a vu qu'il se formait d'abord de l'acide phosphoreux et qu'il se dégageait de l'hydrogène phosphoré. On peut encore décomposer du phosphate d'ammoniaque par le feu : dans ce cas c'est l'acide phosphorique anhydre qu'on obtient ; mais l'eau le transforme bientôt en acide phosphorique ordinaire. Enfin, on peut le préparer en décomposant le phosphate de baryte par l'acide sulfurique.

Cet acide est peu employé, quelquefois seulement dans l'analyse des pierres gemmes, et en médecine pour faire des limonades.

DES COMBINAISONS DU SOUFRE AVEC L'OXIGÈNE. — Les combinaisons du soufre et de l'oxigène sont au nombre de quatre, ce sont : les acides hypo-sulfureux, sulfureux, hypo-sulfurique et sulfurique.

ACIDE HYPO-SULFUREUX. — Il n'existe qu'en combinaison avec les bases; aussitôt que l'on cherche à l'obtenir, il se décompose en soufre et en acide sulfureux.

Il est formé d'un atome de soufre et d'un atome d'oxigène $= SO$.

ACIDE SULFUREUX. — *Historique.* — Cet acide a dû être un des premiers connus, puisqu'il se forme toutes les fois que le soufre brûle à l'air et qu'alors il affecte assez vivement nos organes; cependant, ce n'est que vers le milieu du XVII[e] siècle qu'il fut distingué par Stalh, comme un composé à part; mais ce fut Lavoisier qui, en 1777, en brûlant du soufre dans du gaz oxigène, nous fit connaître exactement sa nature.

Propriétés. — C'est un gaz invisible, d'une saveur forte et désagréable, d'une odeur piquante *suî generis*, qui excite la toux, resserre la poitrine et suffoque les animaux qui le respirent. Il rougit d'abord la teinture de tournesol, puis la jaunit. Sa pesanteur spécifique $= 2{,}234$. La plus forte chaleur ne le décompose pas, le froid le liquéfie facilement; il suffit, pour cela, du froid que produit un mélange de deux parties de glace et d'une de sel commun; alors il est incolore, transparent, très volatil et bouillant à $-10°$. En se volatilisant il produit un froid tel qu'il peut solidifier le mercure, liquéfier le chlore, l'ammoniaque, le cyanogène; celui-ci même finit par se solidifier. L'oxigène n'a aucune action sur lui, soit à froid, soit à chaud.

L'hydrogène et le carbone décomposent cet acide à une température élevée; dans le premier cas il en résulte de l'eau et du soufre, et de plus de l'hydrogène sulfuré, si l'hydrogène est en excès; dans le second, il y a dépôt de soufre et formation d'acide carbonique ou d'oxide de carbone, et peut-être un peu de sulfure de carbone; le chlore liquide le transforme en acide sulfurique parce que, s'emparant de l'hydrogène de l'eau, l'oxigène de celle-ci se combine à l'acide sulfureux.

L'eau dissout 37 fois son volume de gaz sulfureux à la température de 20° et à la pression de $0^m,76$. De plus, M. Larive a observé que l'eau pouvait former un hydrate cristallin dans lequel l'eau entrait pour 4 fois le poids de l'acide sulfureux. La dissolution constitue ce que l'on nomme *acide sulfureux liquide*. L'acide sulfureux décompose tout-à-coup l'acide sulfhydrique, et il en résulte de l'eau et du soufre qui se dépose.

Le potassium et le sodium décomposent ce gaz à froid; l'action est lente, mais par une légère élévation de température la décomposition se fait beaucoup plus vite; quelques autres métaux sans aucun doute doivent aussi, à chaud, en opérer la décomposition.

L'acide sulfureux est formé de 1 atome de soufre et de 2 atomes d'oxigène, donc $= SO^2$.

État naturel. Préparation. — Cet acide ne se trouve qu'aux environs des volcans. Pour l'obtenir on traite à chaud l'acide sulfurique par du mercure; l'acide est décomposé en oxigène qui forme avec le mercure un oxide qui se combine avec de l'acide sulfurique et forme du sulfate de mercure, et en acide sulfureux qui se dégage. C'est cet acide qui se produit quand on brûle le soufre à l'air. On l'emploie pour décolorer les tissus, blanchir la soie, la laine, etc.; et en médecine, en fumigation, pour les maladies de la peau.

Cadet de Vaux a montré que le gaz sulfureux était très utile pour arrêter les incendies de cheminées, lorsqu'on l'emploie au début et que le feu n'est pas très violent. Mais pour obtenir de ce moyen tout l'effet désirable, il est nécessaire de projeter dans l'âtre de cheminée et sur des charbons enflammés une assez grande quantité de fleur de soufre; ensuite, de boucher le plus hermétiquement possible toutes les issues à travers lesquelles l'air pourrait se frayer un passage; pour cela on se sert de draps mouillés. Le soufre n'agit avec efficacité qu'autant qu'il produit en

brûlant des torrents d'acide sulfureux, gaz tout-à-fait impropre à entretenir la combustion. On doit donc chercher à concentrer le plus possible ce gaz dans le foyer même de l'incendie, afin qu'il l'éteigne instantanément; sans quoi, le gaz se perdant par les ouvertures, n'agira nullement sur les matières enflammées.

ACIDE HYPO-SULFURIQUE. — Découvert par MM. Gay-Lussac et Welter. Il est liquide, incolore, inodore, susceptible de se décomposer, par la chaleur, en acides sulfureux et sulfurique. Il ne peut exister sans eau, car si on le concentre trop dans le vide, il se décompose également comme par la chaleur.

Il est composé de 2 atomes de soufre et de 5 atomes d'oxigène $= S^2 O^5$.

On l'obtient en faisant passer un courant d'acide sulfureux à travers du peroxide de manganèse, tenu en suspension dans l'eau. L'acide sulfureux s'empare d'une portion d'oxigène de l'oxide et forme de l'acide sulfurique et hyposulfurique qui se combinent à l'oxide ramené au premier degré d'oxidation; on décompose le sel dissous par la baryte, qui précipite l'acide sulfurique et l'oxide de manganèse et forme de l'hyposulfate de baryte soluble. Si la baryte était en excès, on l'enlèverait par un courant d'acide carbonique. Enfin on décompose l'hyposulfate de baryte par l'acide sulfurique qui s'empare de la baryte et met à nu l'acide hyposulfurique.

ACIDE SULFURIQUE (*Huile de vitriol*). ACIDE VITRIOLIQUE. — C'est le plus important des acides; sa découverte remonte à Basile Valentin, alchimiste d'Erfurt et moine de l'ordre des Bénédictins, né en 1394. C'est Lavoisier qui nous a fait connaître sa nature. Jusqu'à l'époque où ce grand chimiste s'occupa de son histoire, on le regardait comme préexistant dans le soufre, qui, d'après cette opinion, était formé d'huile de vitriol et de phlogistique. Lavoisier démontra parfaitement que l'*acide vitriolique* était

composé, comme l'acide sulfureux, de soufre et d'oxigène, mais dans des proportions différentes. L'acide sulfurique est celui de tous les acides connus qui présente le plus d'intérêt au savant et à l'industriel. Son énergie, son bas prix, l'ont rendu un agent indispensable à un grand nombre d'arts; son histoire se lie d'une manière intime à celle de la science et de l'industrie, et l'on peut dire avec M. Dumas que si l'on possédait un tableau exact des quantités d'acide sulfurique consommées annuellement dans divers pays, il n'est pas douteux que ce tableau présenterait la mesure précise du développement de l'industrie générale dans ces pays.

Préparation. — On le prépare de deux manières, et suivant qu'on emploie l'une ou l'autre méthode on obtient deux modifications particulières qui sont connues dans le commerce sous le nom 1° d'acide de Nordhausen, 2° d'acide de France ou d'Angleterre ou acide sulfurique hydraté.

L'acide de Nordhausen se prépare en chauffant du sulfate de fer jusqu'à ce qu'il ait perdu une partie de son eau de cristallisation et qu'il soit passé à l'état de sulfate ferrique; on l'introduit ensuite dans des cornues en grès, et on chauffe jusqu'au rouge blanc. A cette température l'acide abandonne l'oxide ferrique; on le reçoit dans un récipient en verre adapté à la cornue. Cet acide contient deux modifications; l'une l'acide sulfurique anhydre, et l'autre hydraté.

Acide anhydre. On l'obtient en chauffant doucement celui de Nordhausen dans une cornue garnie d'un récipient propre et bien sec. Il coule d'abord de l'acide aqueux, puis un produit qui, étant refroidi au-dessous de + 18, se prend en une masse de petits cristaux incolores, semblables à de l'abeste. Exposé à l'air, il répand une fumée épaisse; à + 18 il est liquide; à + 20 sa densité est de 1,97. Il se volatilise à quelques degrés au-dessus de son point de fusion. Il a tant d'affinité pour l'eau que, lors-

qu'on le verse en petite quantité dans ce liquide, il fait entendre un pétillement semblable à celui que produit l'immersion d'un fer rouge. L'acide de Nordhausen a un emploi particulier pour lequel l'acide ordinaire ne présente pas le même avantage; c'est pour dissoudre l'indigo employé à la préparation de la teinture sur laine, connue sous le nom de bleue de Saxe.

L'acide sulfurique anhydre est composé d'un atome de soufre et de trois atomes d'oxigène$=SO^3$.

ACIDE SULFURIQUE AQUEUX *ou* HYDRATÉ (*Huile de vitriol*). — *Propriétés.* — Cet acide est toujours liquide, blanc, inodore, d'une consistance oléagineuse, rougissant le tournesol très fortement, et d'une densité de 1,842. C'est un des plus violents caustiques; il désorganise sur-le-champ les matières animales et végétales que l'on met en contact avec lui : aussi est-il un poison des plus énergiques.

Soumis à un froid de 10 à 12°, il se congèle et cristallise, à moins qu'il soit étendu d'eau, car alors sa congélation peut avoir lieu à 0°. Quand on le chauffe peu à peu il se dilate, bout et se vaporise sans décomposition. Cependant si l'on fait passer sa vapeur à travers un tube incandescent, il se décompose comme l'acide sulfurique sec.

L'oxigène et l'air ne l'altèrent pas; seulement il s'empare de l'humidité qu'ils peuvent contenir. Il est vrai que l'air le noircit à la longue, mais ce n'est que parce que l'air contient des matières organiques; celles-ci se trouvent décomposées en eau qui se combine à l'acide et en carbone qui le colore.

L'hydrogène, le bore, le carbone, le soufre, le phosphore, ne le décomposent qu'à une température plus ou moins élevée; il en résulte toujours dans les deux derniers cas de l'acide sulfureux et de l'oxigène qui s'unit au métalloïde; c'est ce qui arrive encore dans les autres cas si le métalloïde n'est pas en assez grande quantité; dans le cas contraire, l'acide sulfureux peut lui-même être décomposé en

oxigène qui se combine au métalloïde, et en soufre qui souvent peut contracter combinaison avec le corps décomposant.

L'acide sulfurique hydraté se combine à l'eau avec dégagement de beaucoup de chaleur et diminution de volume. La chaleur produite est telle qu'un thermomètre plongé dans un mélange de 4 parties d'acide et de 1 partie d'eau, s'élève à 105°; si au lieu d'eau on se sert de neige ou de glace dans les mêmes proportions, le thermomètre s'élèvera encore; mais si le mélange est fait avec les proportions inverses, le thermomètre descendra à —17°. Quand l'acide est étendu d'eau, en le chauffant il abandonne un excès d'eau jusqu'à ce qu'il soit arrivé à n'en plus contenir qu'un atome; alors il se volatilise.

Les métaux le décomposent assez facilement, les uns à la température ordinaire, les autres à l'aide de la chaleur; il en résulte des sulfates et de l'acide sulfureux qui se dégage. Le potassium, le sodium, le zinc, le manganèse, sont les seuls qui le décomposent à froid.

On peut préparer l'acide sulfurique aqueux dans les laboratoires de la manière suivante. On prend un ballon B rempli d'air (fig. 28) et fermé par un bouchon percé de trois trous, qui donnent passage à deux tubes recourbés et à

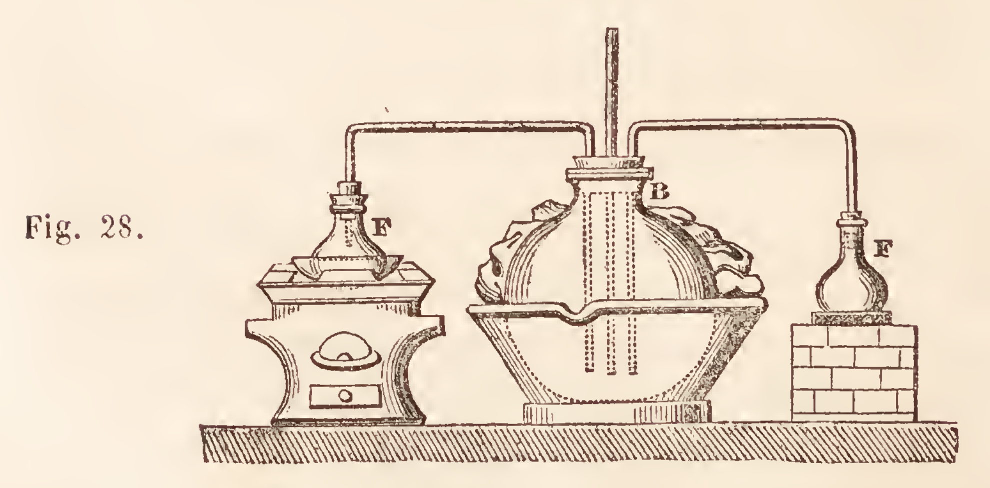


Fig. 28.

un tube droit; celui-ci sert à introduire de l'air à volonté; les deux autres communiquent avec deux fioles FF;

de l'une se dégage du deutoxide d'azote, de l'autre du gaz acide sulfureux. Aussitôt que ces deux gaz humides arrivent dans le ballon, l'air cède son oxigène au deutoxide d'azote et le fait passer à l'état d'acide hypo-nitrique. Une partie de cet acide est décomposée par l'acide sulfureux qui se convertit en acide sulfurique, et qui alors s'unit avec une certaine quantité d'acide nitreux et d'eau, pour former des cristaux blancs qui s'attachent sur les parois du ballon, et qui à leur tour sont décomposés par un excès d'eau; l'acide sulfurique se dissout, et il se dégage du deutoxide d'azote et de l'acide hypo-nitrique, sur lesquels l'air et l'acide sulfureux réagissent de nouveau. Voici la formule des cristaux: $5 S O^3 + 2 N^2 O^3 + 4 H^2 O$. Ils contiennent moins d'eau que l'acide sulfurique hydraté.

On voit que le soufre ne peut se combiner directement à l'oxigène qu'en proportion telle qu'il se forme de l'acide sulfureux; mais sous l'influence de l'eau, cet acide peut enlever assez d'oxigène à l'acide hypo-nitrique pour le convertir en acide sulfurique; il se dégage de l'azote résultant de la décomposition de l'acide hypo-nitrique.

Dans les arts on remplace le ballon par une chambre de plomb, on y fait arriver l'acide sulfureux et l'oxide d'azote qui proviennent de la combustion de 8 parties de soufre et de 1 de nitre; la plus grande partie du soufre devient acide sulfureux aux dépens de l'oxigène de l'air, tandis que l'autre partie, se combinant à l'oxigène de l'acide nitrique qui devient bi-oxide d'azote, passe à l'état d'acide sulfurique qui s'unit à la potasse du nitre. Le bi-oxide d'azote et l'acide sulfureux, trouvant dans la chambre de l'air et de l'humidité, réagissent l'un sur l'autre de la même manière que dans le ballon, et forment des cristaux qui se dissolvent dans l'eau que contient le sol de la chambre, sol qui est légèrement incliné pour l'écoulement de l'acide sulfurique.

Par ces moyens on obtient un liquide d'une densité de 40 à 45° à l'aréomètre de Baumé; quand il a atteint ce de-

gré on le retire. Cet acide n'est pas pur ; il contient de l'eau, de l'acide sulfureux, de l'acide nitreux, du sulfate de fer, de plomb, de potasse, de chaux. On verse ce liquide dans une chaudière de plomb ; on chauffe ; les acides nitreux, sulfureux et une certaine portion d'eau sont d'abord chassés ; quand il marque 50° on le chauffe dans des cornues en grès jusqu'à 66°. Cette concentration se fait avec beaucoup plus d'avantages dans une chaudière de platine. L'acide qu'on obtient est clair, d'une consistance oléagineuse ; c'est dans cet état qu'on l'emploie dans les arts ; mais pour les recherches chimiques on le sépare des sulfates qu'il contient encore en procédant à sa distillation. On met l'acide sulfurique dans une cornue de verre, avec du fil de platine (qui empêche les soubresauts) ; on adapte à la cornue un ballon à long col, sans bouchon ni lut ; on distille avec ménagement. L'acide sulfurique hydraté est composé d'un atome d'acide sulfurique anhydre et d'un atome d'eau $= S\,O^3 + H^2\,O$.

Usages.—Les chimistes s'en servent chaque jour comme réactif. Il sert pour faire presque tous les acides. On l'emploie dans la fabrication de la soude artificielle, de l'alun, dans l'affinage de l'argent, la saccharification de la fécule, et pour tout dire en un mot, presque toutes les opérations des laboratoires ou des manufactures réclament directement ou indirectement son secours. Quelques gouttes d'acide sulfurique et un litre d'eau constituent la limonade minérale qui est employée en médecine.

COMBINAISONS DU SÉLÉNIUM AVEC L'OXIGÈNE. Si on remplit de mercure une cloche courbe, si on y introduit du gaz oxigène et du sélénium qu'on chauffe avec une lampe à esprit de vin, ce corps brûle avec une faible lumière ; il restera un gaz ayant une odeur de choux pourris, incolore, sans action sur la teinture de tournesol, peu soluble dans l'eau, mais lui communiquant son odeur ; *c'est l'oxide de sélénium ;* puis des cristaux blancs, sans odeur, ayant une

saveur acide, volatils, attirant l'humidité de l'air, très solubles dans l'eau ; c'est l'*acide sélénieux* qui correspond à l'acide sulfureux.

ACIDE SÉLÉNIQUE. — L'acide sélénique ressemble beaucoup à l'acide sulfurique ; comme lui, liquide, inodore, incolore et d'une consistance oléagineuse ; sa densité est de 2,6. Chauffé à 28° il se décompose en oxigène et en acide sélénieux; il attire l'humidité de l'air et retient toujours de l'eau.

COMBINAISONS DE L'IODE AVEC L'OXIGÈNE. — L'iode en se combinant avec l'oxigène forme des composés sur le nombre desquels on n'est pas entièrement d'accord. M. Sementini admet un oxide d'iode et un acide iodeux ; ce dernier acide est également admis par M. Mitscherlich. Quant à l'acide hyperiodique, il a été découvert récemment par M. Magnus. L'acide iodique a été beaucoup mieux étudié.

ACIDE IODIQUE. — La découverte de cet acide est due à M. Gay-Lussac; il est solide, blanc, inodore, d'une saveur aigre et astringente, rougissant le tournesol, qu'il détruit ensuite, plus pesant que l'acide sulfurique. La chaleur le décompose assez facilement en oxigène et en iode. Il brûle avec détonation la plupart des métalloïdes. Les acides peu oxigénés le décomposent en passant à un degré plus avancé d'oxigénation ; à l'air humide il tombe en déliquescence, il est donc très soluble dans l'eau. Il est formé de 2 atomes d'iode et de 5 atomes d'oxigène $= I^2 O^5$.

On peut l'obtenir en traitant l'iode par un mélange d'acide azotique et d'acide hypo-azotique ; ces acides sont décomposés, leur oxigène se combine à l'iode, et du deutoxide d'azote se dégage ; pendant la réaction on aperçoit l'acide iodique se déposer peu à peu. On le recueille, on le dissout dans l'eau pure, puis on y ajoute de l'acide nitrique concentré qui, s'emparant de l'eau, précipite l'acide à l'état de pureté.

ACIDE HYPERIODIQUE. — Correspondant à l'acide per-

chlorique; il est formé comme lui de 2 atomes d'iode et de 7 atomes d'oxigène $= I^2 O^7$.

Cet acide ne prend naissance que de la manière suivante: on dissout de l'iodate de potasse, on y ajoute de la potasse caustique et on y fait arriver un courant de chlore; celui-ci, pour former du chlorure de potassium, chasse l'oxigène de la potasse, lequel se combine avec l'iodate et constitue l'hyperiodate de potasse qui se précipite en petits cristaux.

Mais pour obtenir cet acide il faut transformer cet hyperiodate en hyperiodate neutre d'argent. Pour cela on mêle une dissolusion d'hyperiodate de potasse avec une dissolution de nitrate d'argent, et aussitôt il se fait un précipité d'hyperiodate d'argent avec excès d'argent; en versant sur le précipité de l'acide nitrique faible, celui-ci dissout l'excès d'oxide et laisse à l'état neutre l'hyperiodate d'argent.

Enfin on n'a plus qu'à traiter ce sel d'argent par l'eau qui le décompose en acide hyperiodique libre et en hyperiodate basique insoluble que l'on sépare. On évapore la dissolution d'acide, et, par le refroidissement, les cristaux se déposent.

Cet acide n'est pas déliquescent, la chaleur le décompose en oxigène et en iode; l'acide chlorhydrique le décompose en ne le faisant passer qu'à l'état d'acide iodique.

ACIDE BROMIQUE. — Cet acide est encore trop peu étudié et trop peu employé pour que nous nous y arrêtions.

COMBINAISONS DU CHLORE AVEC L'OXIGÈNE. — L'oxigène et le chlore, par leur combinaison, donnent lieu à quatre composés connus; ce sont l'acide hypochloreux, le deutoxide de chlore, l'acide chlorique et l'acide hyperchlorique. Il n'y a pas long-temps que l'on admettait un protoxide de chlore; mais les réactions qu'il offrait avec l'eau, avec le protochlorure de mercure, et surtout la contraction de ses éléments, firent élever des doutes sur son existence réelle. Depuis un travail de M. Balard sur l'acide hypo-

chloreux, dans lequel il prouve que cet acide possède la même composition que celle qu'on attribuait à ce prétendu protoxide de chlore, les chimistes n'admettent plus son existence.

ACIDE HYPO-CHLOREUX. — On a cru long-temps que l'acide qui se formait lorsque l'on fait passer un courant de chlore dans une dissolution de potasse ou de soude, était le deutoxide de chlore; M. Balard a démontré que l'acide qu'il a pu isoler correspondait à l'acide hyposulfureux, et qu'il était formé de 2 atomes de chlore et de 1 atome d'oxigène $= Cl^2 O$.

L'acide hypochloreux est un gaz d'un jaune un peu plus foncé que le chlore, d'une odeur vive et pénétrante, analogue à celle de ce dernier corps; exposé à la lumière solaire il se décompose sans détonation; une lumière diffuse ne l'altère pas. Soumis à une chaleur un peu élevée, il détone fortement en produisant une vive lumière. Presque tous les métalloïdes le décomposent, l'hydrogène à chaud, le carbone à froid et avec détonation; il en est de même du soufre, du phosphore, de l'arsenic; seulement le chlore se combine avec le métalloïde pour former un chlorure, pendant que cela n'a pas lieu avec le carbone. L'iode et le brome le décomposent aussi, mais lentement. Presque tous les métaux le décomposent, les uns avec détonation, les autres sans détonation; mais toujours il se forme un chlorure et un oxide.

L'eau dissout abondamment cet acide. Cette dissolution concentrée ne peut que difficilement se conserver.

C'est l'un des oxigénants les plus énergiques que l'on connaisse; voilà pourquoi il agit si vivement sur les couleurs végétales; en effet son oxigène enlève l'hydrogène à la matière colorante, ce qui produit la décoloration.

Pour l'obtenir on met dans un flacon du bi-oxide de mercure délayé dans de l'eau, avec du chlore gazeux. On agite, le gaz est absorbé, et donne lieu à du bi-oxido-chlo-

rure de mercure insoluble et à de l'acide chloreux qui reste en dissolution. On n'a plus qu'à distiller dans le vide. Pour l'obtenir à l'état de gaz on le met en contact avec de l'azotate de chaux sec. Ce sel s'empare de l'eau et met le gaz à nu ; il n'est employé qu'à l'état d'hypochlorite.

DEUTOXIDE DE CHLORE. — Cet oxide, qui est gazeux, a été découvert par Davy, puis étudié par M. Frédéric Stadion. On a cru long-temps que c'était lui qui se trouvait combiné aux bases dans les chlorures d'oxides, de là est venu le nom d'*acide chloreux.*

Ce gaz est jaune, son odeur est aromatique et différente de celle du chlore; il détruit la teinture de tournesol sans la rougir ; sa densité = 2,3155. Il peut être liquéfié comme plusieurs autres gaz. Exposé à la chaleur de l'eau bouillante, il détone et se transforme en chlore et en oxigène; l'eau le dissout facilement. Il ne peut se combiner aux gaz sans décomposition; avec la potasse il en résulte toujours un hypochlorite, un chlorate et un chlorure; il est composé d'un atome de chlore et de deux atomes d'oxigène = ClO^2. On peut l'obtenir en traitant du chlorate de potasse fondu, par de l'acide sulfurique étendu ; on chauffe légèrement et le gaz se dégage ; l'acide sulfurique met l'acide chlorique à nu, qui se décompose en deutoxide de chlore et en oxigène; celui-ci se combine avec une partie de l'acide chlorique et de la potasse pour former de l'hyperchlorate de potasse. Cette expérience est souvent accompagnée de détonations. Il est sans usages.

ACIDE CHLORIQUE. — C'est Berthollet qui a découvert cet acide, mais en combinaison avec les bases, et c'est M. Gay-Lussac qui l'a isolé le premier.

Cet acide est liquide, incolore, inodore, d'une saveur très acide; il rougit d'abord le tournesol, puis finit par le décolorer. Il peut être concentré sans décomposition; mais, si on essayait de le distiller, il se transformerait en chlore et en acide hyperchlorique. Il s'unit très bien aux

bases, et forme des sels dont les propriétés sont bien remarquables.

Si on le concentre suffisamment pour qu'il prenne une teinte jaunâtre, il possède alors la propriété de décomposer l'alcool, en lui enlevant de l'hydrogène et le transformant en acide acétique; il agit de la même manière sur l'éther; versé sur du papier brouillard sec, il l'enflamme aussitôt.

Il est formé de 2 atomes de chlore et de 5 atomes d'oxigène $= Cl^2 O^5$. On l'obtient ordinairement en dissolvant le chlorate de baryte dans l'eau et le décomposant par l'acide sulfurique; celui-ci s'empare de la baryte et met à nu l'acide que l'on sépare du précipité et que l'on concentre par une douce chaleur.

Acide hyperchlorique (*Acide chlorique oxigéné*). — C'est au comte Stadion qu'est due la découverte de cet acide; il est liquide, incolore, inodore, rougissant le tournesol sans le détruire. Exposé à une douce chaleur, il perd l'excès d'eau qu'il peut contenir et se volatilise, sans décomposition, à 140°; il n'est décomposé ni par l'acide chlorhydrique, ni par l'acide sulfureux, ce qui le distingue de l'acide chlorique; il ne trouble point la dissolution d'azotate d'argent et se combine très bien aux bases. Cet acide est un excellent réactif pour distinguer la potasse de la soude; avec la première il forme un sel très peu soluble, le contraire a lieu avec la seconde. Il contient 7 atomes d'oxigène pour 2 atomes de chlore, donc : $Cl.^2 O^7$. On l'obtient en chauffant, dans une cornue, l'hyperchlorate de potasse avec de l'acide sulfurique. Cet acide s'empare de la potasse, forme du sulfate de potasse fixe, et met à nu l'acide hyperchlorique qui se volatilise et vient se rendre dans un récipient.

En concentrant cet acide jusqu'à ce qu'il répande des vapeurs blanches, puis le distillant avec quatre à cinq fois son volume d'acide sulfurique concentré, on peut l'obtenir sous forme de longs cristaux qui fondent à 45°, et attirent

fortement l'humidité de l'air en répandant d'épaisses vapeurs; lorsqu'on le verse dans l'eau, après l'avoir fondu, il produit, en tombant, un bruit semblable à celui qui résulte de l'immersion d'un fer rouge.

COMBINAISONS DE L'AZOTE ET DE L'OXIGÈNE. — Quoique l'azote ait fort peu d'affinité pour l'oxigène, on connaît cependant cinq combinaisons de ces deux corps, savoir : le protoxide d'azote, le bi-oxide d'azote, l'acide azoteux, l'acide hypo-azotique et l'acide azotique. Parmi ces composés le bi-oxide d'azote, l'acide hypo-azotique et l'acide azotique méritent plus particulièrement de fixer notre attention.

PROTOXIDE D'AZOTE (*Oxide d'azote, oxide nitreux, gaz nitreux déphlogistiqué, oxidule d'azote, gaz hilariant*). — Découvert par Priestley, ce gaz est incolore, inodore, d'une saveur un peu sucrée, d'une densité = 1,5269. Comprimé et en même temps refroidi, il se liquéfie. Ce gaz entretient très bien la combustion, et allume les bougies qui présentent quelques points en ignition.

Exposé à une très haute température, il se transforme en azote et en acide hypo-azotique. L'oxigène et l'air ne lui font rien éprouver. Presque tous les métalloïdes le décomposent en lui enlevant son oxigène. Il est un peu soluble dans l'eau, celle-ci en dissout la moitié de son volume. Certaines personnes qui ont respiré ce gaz ont éprouvé un sentiment de gaieté extraordinaire et un rire insolite; de là son nom de *gaz hilariant;* mais d'autres, au contraire, n'ont éprouvé que de l'ivresse, des céphalalgies, des syncopes, suivies même d'asphyxie. Ce gaz est composé de 2 atomes d'azote et de 1 atome d'oxigène = $Az^2 O$.

C'est en chauffant doucement l'azotate d'ammoniaque que l'on se procure ce gaz; en effet, l'hydrogène de l'ammoniaque se combine à une grande partie de l'oxigène de l'acide, pendant que l'azote de l'ammoniaque, ainsi que

celui de l'acide combiné à une certaine quantité d'oxigène, constitue le gaz protoxide d'azote ; il n'est pas employé.

BI-OXIDE D'AZOTE (*Gaz nitreux, oxide nitrique, oxide d'azote*). — Ce gaz a été découvert par Hales, et étudié par Priestley, Davy et M. Gay-Lussac ; il est incolore, sans action sur le tournesol ; son odeur et sa saveur ne peuvent nous être connus, car aussitôt qu'il a le contact de l'air, il passe à l'état d'acide hypo-azotique et répand alors des vapeurs rouges. Il éteint les corps en combustion et asphyxie les animaux qui le respirent. Sa pesanteur spécifique = 1,390. Exposé dans un tube, à l'action du feu, il se décompose comme le protoxide d'azote. Il est décomposé par la plupart des métalloïdes. L'eau en dissout la vingtième partie de son volume ; il est composé de 2 atomes d'azote et de 2 atomes d'oxigène = $Az^2\ O^2$. Il ne se trouve point dans la nature. On l'obtient en mettant en contact la tournure du cuivre ou du mercure, avec de l'acide azotique ; celui-ci, en perdant de son oxigène qui oxide les métaux, devient bi-oxide d'azote qui se dégage pendant que l'oxide formé se combine à une partie d'acide azotique.

ACIDE AZOTEUX. — Selon M. Gay-Lussac, en mettant en contact une dissolution de potasse, avec du bi-oxide d'azote et un peu d'oxigène, il se forme un acide composé de 2 atomes d'azote et de 3 atomes d'oxigène : c'est l'acide *azoteux*. Cet acide ne peut être isolé, car sa propriété est de se décomposer en bi-oxide d'azote et en acide hypo-azotique, ou azotique, quand on cherche à le séparer de ses combinaisons.

Cependant il paraît, selon l'opinion admise par MM. Berzélius et Mitscherlich, qu'en faisant agir du bi-oxide d'azote sur de l'acide hypo-azotique, l'un et l'autre de ces corps se transforment en *acide azoteux* d'après l'équation suivante : $Az\ O^4 + Az\ O^2 = 2\ Az^2\ O^3$. Ce liquide est d'un vert bleuâtre, d'une grande volatilité.

ACIDE HYPO-AZOTIQUE (*Gaz acide nitreux. Acide*

nitroso-nitrique. Vapeurs nitreuses). — Cet acide, d'après M. Peligot (*Ann. Chim.*, mai, 1841), cristallise en prismes incolores qui fondent à — 9°. A la température ordinaire il constitue un liquide orangé qui bout à 22°; s'il contient une très petite quantité d'eau, il possède les propriétés suivantes qui avaient été reconnues par Dulong : il est liquide, d'une couleur qui varie avec la température; ainsi il est jaune orangé de 15 à 28°, jaune fauve à 0°, presque incolore à — 10° et incolore à — 20°; il se prend en masse blanche au-dessous de — 40°. Il possède une saveur caustique, une odeur très forte, caractéristique, et une densité = à 1,451. Il rougit fortement le tournesol, tache la peau en jaune, et la désorganise.

Soumis à la température de 28°, il bout et forme ce que l'on connaît sous le nom de *gaz rutilant*. Ce gaz se produit même à la température ordinaire : c'est cet acide qui se forme aussitôt que l'on met en contact de l'oxigène avec du bi-oxide d'azote. Il est irrespirable et fait éprouver à la poitrine un sentiment pénible de constriction.

L'oxigène et l'air ne lui font éprouver aucune altération, à moins qu'ils ne soient humides : alors il se produit un peu d'acide azotique. Presque tous les corps combustibles le décomposent en s'emparant d'une plus ou moins forte proportion de son oxigène.

L'eau et cet acide, par leur contact, présentent des phénomènes remarquables. Si on l'agite dans une grande quantité d'eau, il se transforme presque entièrement en bi-oxide d'azote qui se dégage et en acide azotique qui reste dissous dans la liqueur, uni à un peu d'acide hypo-azotique non décomposé. Si la quantité d'eau est faible, il se dégage peu de gaz, et la liqueur devient vert foncé. Enfin, si l'on n'ajoute que successivement à l'eau diverses quantités d'acide, on voit que le dégagement du bi-oxide d'azote, produit par le même poids d'acide, décroît jusqu'à ce qu'il n'ait plus lieu, et cependant le liquide con-

tinue à absorber de l'acide hypo-azotique. Dans cette expérience l'eau se colore successivement en bleu verdâtre et en jaune orangé. Ces variations de couleurs sont analogues à celles qui se produisent quand on fait passer un courant de bi-oxide d'azote dans de l'acide azotique plus ou moins concentré.

Mis en contact à la température ordinaire, avec l'acide sulfurique concentré, il est décomposé en acide azotique, retenant un peu d'acide hypo-azotique, et en acide azoteux qui se combine à l'acide sulfurique pour former des cristaux semblables à ceux dont nous avons parlé à l'article *acide sulfurique.*

En se dissolvant dans l'acide azotique, il le colore en jaune. Chaque fois que l'on cherche à le combiner aux bases, il se décompose, et forme avec elles des azotates et des azotites.

Il paraît résulter d'expériences récentes de M. Péligot que cet acide peut former des combinaisons définies avec les bases, et en particulier avec le protoxide de plomb ; mais ce sel résulte évidemment encore de l'union de nitrate et de nitrite de plomb basique, comme M. Berzélius l'avait admis.

Il est composé de 2 atomes d'azote et de 4 atomes d'oxigène $= Az^2\ O^4$ ou $Az\ O^2$. Le meilleur moyen pour obtenir cet acide consiste à chauffer dans une cornue une certaine quantité d'azotate de plomb sec; on fait arriver le gaz dans un petit récipient entouré de glace et de sel. Par la chaleur l'acide azotique de l'azotate se sépare, mais se décompose en oxigène et en acide hypo-azotique anhydre.

ACIDE AZOTIQUE (*Acide nitrique, eau-forte, esprit de nitre*).—Cet acide fut découvert, en 1325, en distillant du nitre avec de l'argile, par Raymond Lulle, célèbre alchimiste, qui fut à la fois moine, chimiste et médecin. Il entreprit d'immenses voyages en France, en Angleterre, en Allemagne, en Italie et en Afrique, où il fut lapidé en prê-

chant le christianisme. Tout en voyageant sans cesse, il trouva le moyen d'écrire dans presque tous les pays, et simultanément sur la chimie, la médecine et la théologie. Il donna une vive impulsion à la chimie en employant la distillation comme moyen et en fixant l'attention des savants sur les produits volatils de la décomposition des corps. L'acide azotique fut distingué par Schéele de l'acide hypo-azotique, avec lequel il avait été confondu jusque là. Mais sa nature chimique ne fut exactement fixée qu'en 1784 par les expériences de Cavendish.

Propriétés. — L'acide azotique le plus concentré est liquide, blanc, odorant, très acide et corrosif. Il tache la peau en jaune et la désorganise sur-le-champ, ce qui en fait un des plus violents poisons. Il rougit très fortement le tournesol; sa pesanteur spécifique = 1,554.

Soumis à une température de 86°, il entre en ébullition, se volatilise et se condense, après s'être coloré par un peu d'acide hypo-azotique provenant de la décomposition d'une certaine quantité d'acide azotique. A une chaleur rouge, il se décompose totalement et se transforme en acide hypo-azotique et en oxigène. Exposé à un froid de 50°, il se solidifie et prend une consistance de beurre. Les rayons solaires le décomposent quand l'acide offre un certain degré de concentration; alors il se dégage de l'oxigène, et il se produit de l'acide hypo-azotique qui colore en brun l'acide azotique. Selon M. Gay-Lussac, celui dont la densité n'est que de 1,32 ne se colore plus. Cet acide n'a aucune action sur l'air et l'oxigène secs; si ces gaz sont humides, il y répand seulement des vapeurs dues à la combinaison de la vapeur de l'acide avec l'eau.

Le plus grand nombre de corps combustibles le décomposent en lui enlevant de son oxigène, d'autant plus qu'ils ont plus de propension à s'y combiner, que la quantité est plus grande et que la température est plus élevée; voilà pourquoi on obtient tantôt de l'acide hypo-azotique, tantôt

du bi-oxide ou du protoxide d'azote, ou bien encore de l'azote libre. L'eau dissout toute espèce de proportions d'acide azotique, en donnant lieu à un dégagement de calorique. Cette dissolution présente les mêmes propriétés que l'acide cencentré, seulement elle agit avec moins d'intensité.

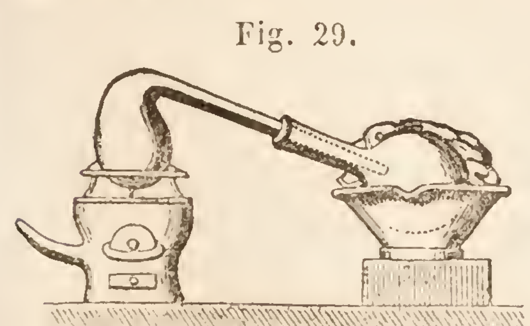
L'acide azotique ne pouvant exister sans eau, aussitôt qu'on le mêle avec un corps ayant pour elle une grande affinité, il en résulte un dégagement d'acide hypo-azotique et d'oxigène dus à la décomposition de l'acide. Telle est la manière d'agir de l'acide sulfurique concentré, et probablement celle de l'acide phosphorique. Le bi-oxide d'azote se dissout dans l'acide azotique, et le colore en vert ou en jaune si l'acide n'est pas concentré, et en brun dans le cas contraire; si l'on chauffe la dissolution, il ne se dégage que de l'acide hypo-azotique, parce que le bi-oxide, en s'emparant de l'oxigène d'une portion de l'acide azotique, l'a fait passer à l'etat d'acide hypo-azotique en le devenant lui-même. Nous avons vu, à l'occasion de l'acide chlorhydrique, l'action que cet acide présente sur l'acide azotique pour former l'eau régale.

Composition. — Cet acide résulte de la combinaison de 2 atomes d'azote et de 5 atomes d'oxigène $= Az^2\ O^5$; mais comme le plus concentré contient toujours un atome d'eau, sa formule devient $Az^2\ O^5 + H^2\ O$.

L'acide azotique n'existe dans la nature qu'en combinaison avec la magnésie, la chaux, la soude et la potasse.

Préparation. — On le prépare en distillant dans une cornue 6 parties d'azotate de potasse avec une partie d'acide sulfurique du commerce, ou mieux étendu d'un peu d'eau; à cette cornue est adapté un ballon refroidi (fig. 29). Dans

Fig. 29.



le cas où l'acide est concentré, on voit apparaître au commencement de l'opération des vapeurs rutilantes dues à ce que le peu d'acide azotique mis à nu est privé d'eau par l'excès d'acide sulfurique; plus tard, l'acide passe incolore, on le recueille à part. Enfin, vers la fin de l'opération, les vapeurs rutilantes reparaissent, parce que le mélange ne contient plus assez d'eau pour fournir à l'acide nitrique qui se dégage l'atome d'eau nécessaire à sa constitution. Dans le cas où l'acide est étendu, il arrive qu'il y a moins de vapeurs rutilantes, pourvu, toutefois, ce qui est rare, que le sel de nitre ne contienne pas de chlorure, car alors l'acide chlorhydrique mis à nu, en réagissant sur l'acide nitrique, produirait le même phénomène que dans la préparation de l'eau régale. On le purifie sur un petit excès d'azotate d'argent qui s'empare du chlore et de l'acide sulfurique que contient le plus souvent l'acide azotique.

§ IV. Des hydracides.

L'hydrogène, en se combinant avec le fluor, le chore, le brome, l'iode, le soufre, le sélénium, donne lieu à des combinaisons jouissant d'une manière très prononcée des propriétés attribuées aux acides. Dans la théorie antiphlogistique, on pensait que l'oxigène était le principe essentiel à la formation des acides; plusieurs hydracides étaient connus, mais on ne les avait point décomposés. Quand l'analyse éclaira leur composition, on forma un nouveau groupe d'acides sous le nom d'hydracides; mais ce groupe ne peut subsister, car ce n'est point l'hydrogène qui donne à ces combinaisons le caractère d'acidité, mais l'autre élément de la combinaison. C'est donc avec raison qu'on a changé leur nomenclature, et dit, au lieu d'acide hydrochlorique, hydriodique, etc., acide chlorhydrique, iodhydrique. Les hydracides sont généralement solubles dans l'eau, mais il

n'y a pas de combinaison de ces acides avec l'eau qui corresponde aux oxacides aqueux.

Préparation.—Il n'y a qu'un seul hydracide, le chlorhydrique, qui puisse être produit par le contact immédiat du radical avec l'hydrogène. La manière la plus générale d'obtenir ces produits consiste à prendre une combinaison contenant le radical de l'hydracide avec un des métaux qui sont susceptibles de décomposer l'eau, à traiter cette combinaison par un oxacide aqueux. Le métal s'oxide aux dépens de l'eau, et l'hydrogène, au lieu d'être mis en liberté, se combine à l'état naissant avec le radical mis à nu, et produit ainsi un acide qui, ou s'échappe à l'état de gaz, ou passe dans le récipient à l'état liquide.

Composition. — Les hydracides sont des combinaisons dans lesquelles l'hydrogène se trouve en proportion telle qu'en s'unissant à l'oxigène d'un oxide, il se forme juste de l'eau et un nouveau composé, que nous étudierons sous le nom de *sel halogène*. Pour bien concevoir cette théorie, nous pouvons prendre la combinaison de l'acide chlorhydrique avec un oxide; en effet, nous avons:

Acide chlorhydrique formé	Oxide formé de
de 2 at. d'hydrogène uni à	1 at. d'oxigène = 1 at. d'eau.
2 at. de chlore uni à	1 at. de métal = 1 at. de chlorure.

Cette théorie s'applique à tous les autres hydracides.

ACIDE CHLORHYDRIQUE (*Acide marin, acide muriatique, esprit de sel*). —*Historique.* — Cet acide fut connu des alchimistes; Basile Valentin en fait mention; cependant ce fut Glaubert, chimiste allemand du XVII[e] siècle, qui l'étudia et décrivit un procédé facile pour l'extraire du sel marin. Lorsque Schéele eut découvert le chlore, il avança que l'acide muriatique était dû à l'union de ce gaz avec le phlogistique; et comme par phlogistique il comprenait l'hydrogène, on en conclut qu'il entrevit la composition de cet acide bien long-temps avant que l'expérience ne l'ait confirmée.

Cette opinion de Schéele fut oubliée, et quand Lavoisier basa sa doctrine sur l'acidité, on considéra l'acide muriatique comme un oxacide dont le radical était encore inconnu jusqu'à l'époque où MM. Gay-Lussac et Thénard firent voir qu'il était composé d'hydrogène et de chlore.

Propriétés. — Cet acide est gazeux, incolore, d'une odeur vive et piquante, produisant des vapeurs blanches à l'air, rougissant fortement la teinture de tournesol; il éteint les corps en combustion. Sa pesanteur spécifique est de 1,247.

Exposé à un froid de 50°, il se condense sans changer d'état; mais si en même temps on le refroidit, on peut le liquéfier. La plus forte chaleur ne le décompose pas. Il en est de même de l'air et de l'oxigène. Un courant d'étincelles électriques ne le décompose que partiellement.

L'acide chlorhydrique n'a aucune action sur les métalloïdes. Au contraire, la plupart des métaux le décomposent, quelques uns même le décomposent à la température ordinaire. Tels sont surtout les métaux alcalins; il en résulte un chlorure et du gaz hydrogène qui se dégage.

L'acide chlorhydrique a tant d'affinité pour l'eau, que, aussitôt qu'on place sur l'eau une éprouvette pleine de ce gaz, elle s'y élance comme dans le vide : aussi l'eau peut-elle s'en charger de 464 fois son volume.

Acide chlorhydrique liquide. — La dissolution, dans l'eau, de gaz chlorhydrique, constitue l'acide du commerce. On l'obtient en faisant arriver dans des flacons, contenant de l'eau, un courant de gaz chlorhydrique qui s'y dissout très facilement. On se sert à cet effet de l'appareil de Woolf. (Voyez page 78.)

Cet acide liquide et concentré est blanc, très caustique, d'une odeur insupportable, rougissant le tournesol, d'une densité égale à 1,208, répandant quand il est concentré des vapeurs blanches à l'air. Mêlé avec l'acide azotique, on obtient un liquide rouge jaunâtre, connu sous le nom d'*eau*

régale, en raison de la propriété qu'il possède de dissoudre l'or, *le roi des métaux.* C'est un mélange d'acides azotique et chlorhydrique non décomposés, d'acide hypo-azotique, de chlore et d'eau tenus en dissolution dans les deux acides; en effet, l'acide nitrique se décompose en acide hypo-azotique, et en oxigène, qui se combine à l'hydrogène de l'acide chlorhydrique pour former de l'eau; de là la présence du chlore dans la liqueur.

Composition.—L'acide chlorhydrique résulte de la combinaison de 1 atome de chlore et 1 atome d'hydrogène; d'où H Cl.

État, préparations. — On cite son existence dans les eaux du Rio-Vinagre. On le prépare facilement en versant de l'acide sulfurique sur du chlorure de sodium, et chauffant; le gaz qui se dégage est reçu dans des flacons pleins de mercure. La théorie s'explique ainsi : l'eau que contient l'acide sulfurique est décomposée; son oxigène se combine au sodium, forme de la soude dont l'acide sulfurique s'empare pour constituer du sulfate de soude; son hydrogène se combine au chlore du chlorure pour former l'acide chlorhydrique.

Usages. — Cet acide est très employé dans les arts : en chimie, on s'en sert comme réactif. Avant d'employer le chlore pour les fumigations, Guyton de Morveau conseilla pour cet usage le gaz chlorhydrique. Dans le rigoureux hiver de 1773, la terre fut tellement endurcie qu'il fut impossible d'inhumer les cadavres dans le cimetière ordinaire de Dijon. On fut alors contraint de les déposer dans les caves sépulcrales de l'église cathédrale. Mais quand plus tard on voulut exhumer ces cadavres, l'infection fut telle qu'on fut contraint d'abandonner l'église et d'y cesser le service divin. Vainement on employa des quantités d'aromates et de vinaigre; on n'obtint aucun résultat favorable. Une fièvre contagieuse se répandait déjà dans les habitations les plus voisines. Guyton de Morveau conseilla les

fumigations d'acide muriatique. L'effet en fut si prompt et si certain que, dès la première fumigation, toute mauvaise odeur disparut sans retour.

ACIDE FLUORHYDRYQUE (*Acide hydrofluorique* ou *hydro-phtorique*). — Découvert par Schéele, il n'a été obtenu à l'état de pureté, pour la première fois, que par MM. Gay-Lussac et Thénard.

Cet acide est liquide, incolore; il rougit fortement le tournesol, répand à l'air des vapeurs blanches très épaisses; son odeur est âcre et piquante; sa saveur est très caustique.

C'est de tous les corps le plus corrosif; il désorganise la peau instantanément, et y produit une ampoule très douloureuse.

Exposé à un froid de 40°, il ne se congèle pas; il bout au-dessous de 30°, et forme un gaz que le froid liquéfie promptement. L'oxigène et l'air n'ont aucune action sur lui, non plus que les métalloïdes. Il est très avide d'eau: aussi chaque goutte d'acide produit-elle, en tombant dans ce liquide, un bruit semblable à celui d'un fer rouge qu'on y plongerait.

L'analyse n'a point permis d'isoler les éléments de cet acide; mais on conclut qu'il est formé d'un demi-volume de fluor et d'un demi-volume d'hydrogène par chaque volume de vapeur fluorhydrique, de ce que le chlore, le brome, l'iode, forment avec l'hydrogène de pareilles combinaisons.

On le prépare en traitant à chaud le fluorure de calcium par l'acide sulfurique: l'eau de cet acide est décomposée, son hydrogène se combine au fluor, pour former l'acide fluorhydrique; son oxigène se combine à la chaux, qui forme avec l'acide sulfurique du sulfate de chaux. Cette préparation doit être faite dans des vases de plomb ou d'argent, l'acide fluorhydrique ayant la propriété de corroder les vases de verre.

On s'en sert pour graver sur le verre. Cet acide s'em-

ploie ou gazeux ou liquide; sous le premier état il donne des traits opaques, sous le second il en fournit de transparents. S'il s'agit de tracer un dessin on opère de la manière suivante, en employant l'acide gazeux. On verse sur le verre bien sec un vernis composé d'une partie de térébenthine et quatre de cire. On passe alors un burin sur le vernis en suivant les traits du dessin, en mettant le verre à nu. On expose alors la plaque de verre sur un vase de plomb d'où se dégage l'acide fluorhydrique. Au bout de quelques minutes l'opération est terminée. Il suffit d'enlever le vernis. Quand on veut employer l'acide liquide, on suit absolument le même procédé que pour la gravure à l'eau-forte sur le cuivre. (Voyez *Métaux en général*, action de l'acide azotique.)

ACIDE SULFHYDRIQUE. (*Acide hydrosulfurique, hydrogène sulfuré.*) — *Historique.* — Il a d'abord été obtenu par Cartheuser et Baumé, puis étudié par Rouelle, et enfin par Schèele ; on lui donna d'abord le nom d'*air puant*, à cause de l'odeur infecte qu'il exhale.

Propriétés. — Cet acide est gazeux, incolore ; d'une odeur et d'une saveur insupportables, et analogues à celles des œufs pourris. Il éteint les corps en combustion, rougit faiblement la teinture de tournesol, et possède une pesanteur spécique de 1,1912. C'est de tous les gaz le plus délétère. Un air qui n'en contient que 1/1500 fait périr sur-le-champ un verdier que l'on y plonge. Un chien de moyenne taille succombe dans un air qui renferme 1/1000 de ce gaz, et un cheval s'abat en moins d'une minute dans une atmosphère qui en est chargée de 1/250. C'est la présence de ce gaz dans les fosses d'aisances qui est la cause des funestes accidents qui arrivent trop souvent aux malheureux vidangeurs. C'est lui qu'ils désignent sous le nom de *plomb*.

Comprimé et refroidi, l'acide sulfhydrique peut être liquéfié. Il se décompose en partie dans un tube de porce-

laine incandescent : il se dépose du soufre, et l'hydrogène devient libre. Il est probable que cette décomposition serait complète, si la chaleur était suffisamment élevée.

L'air et l'oxigène n'ont aucune action à froid sur l'acide sulfhydrique ; mais à chaud ils le décomposent en formant de l'eau, de l'acide sulfureux et sulfurique. Le chlore, le brome et l'iode le décomposent en s'emparant de son hydrogène, et mettant le soufre à nu. Le chlore est le corps qui possède cette propriété au plus haut degré : aussi l'emploie-t-on avec succès dans les cas d'asphyxie par l'acide sulfhydrique. Un moyen très simple, et qui réussit bien, consiste à verser quelques gouttes de vinaigre sur du chlorure de chaux renfermé dans un linge.

L'eau peut dissoudre près de trois fois son volume d'hydrogène sulfuré, et constituer alors l'acide sulfhydrique liquide. On emploie pour le préparer l'appareil de Woolf (page 78). Cette dissolution incolore possède les mêmes propriétés que l'acide gazeux. Par l'ébullition, elle perd son gaz ainsi que dans le vide; exposée à l'air, elle perd encore de son gaz; mais elle se trouble, parce que l'oxigène de l'air brûle son hydrogène, et du soufre se dépose.

Quelques acides oxigénés peuvent, par leur oxigène, en brûlant son hydrogène et formant de l'eau, décomposer l'acide sulfhydrique; alors le soufre se dépose. Voilà ce qui arrive avec les acides iodique, bromique, chlorique, azotique, sulfurique, etc.

La plupart des métaux, à l'aide de la chaleur, peuvent décomposer l'acide sulfhydrique, s'emparer du soufre, dégager l'hydrogène, et former un sulfure. Tel est le cas du potassium et du sodium qui le décomposent à froid; les autres ne le décomposent bien qu'à l'aide d'une température plus ou moins élevée. Cependant tout le monde sait que les œufs que l'on fait cuire dans des vases d'argent ont la propriété de les noircir, parce qu'ils répandent toujours un peu de gaz sulfhydrique. Lorsque les métaux sont en

dissolution dans des acides, ce gaz les précipite, et les dépôts ont des couleurs très tranchées, le plus souvent brunes. Les charlatans ont su tirer partie de cette propriété pour fasciner l'esprit toujours crédule du peuple qui les écoute. Ils inscrivent à l'avance, à l'aide d'une légère dissolution de sel de plomb, leurs mots cabalistiques et leurs prédictions sur des papiers blancs qu'ils plongent dans un peu de gaz acide hydrosulfurique, et les papiers sont immédiatement et comme par miracle marqués de caractères bruns, puisque la dissolution de sel de plomb a été remplacée par du sulfure de plomb qui s'est formé.

Le même résultat a lieu sur le visage des personnes qui emploient du blanc de fard, car la moindre émanation sulfureuse suffit pour faire passer au noir l'oxide de bismuth que contient cette substance.

État naturel.— L'acide sulfhydrique se trouve dans les eaux sulfureuses; il se forme toutes les fois que le soufre se trouve avec l'hydrogène naissant; de là vient qu'on les trouve dans les œufs pourris, dans les gaz intestinaux, etc.

Préparation. — On le prépare en mettant en contact du sulfure d'antimoine avec de l'acide chlorhydrique; l'hydrogène de l'acide se combine au soufre du sulfure pour former le gaz sulfhydrique, pendant que le chlore s'unit au métal et forme du chlorure d'antimoine.

Usages. — Il est utile comme réactif et contre les maladies de la peau, etc. M. Thénard l'a employé pour détruire les animaux nuisibles tels que rats, mulots, etc.

Composition. — L'analyse a fait voir qu'il était formé de 1 atome de soufre et de 2 atomes d'hydrogène $= H^2 S$.

POLYSULFURE D'HYDROGÈNE. — Il est liquide à la température ordinaire. Sa couleur est jaune, tirant quelquefois sur le brun verdâtre. Il blanchit la langue comme le bi-oxide d'hydrogène, et y cause un sentiment pénible de cuisson. Il décolore et altère la peau, et détruit la couleur du tournesol. Sa consistance est tantôt celle d'une huile

essentielle, tantôt celle d'une huile grasse, ce qui paraît dépendre de la quantité de soufre. Son odeur est désagréable et particulière ; il affecte très péniblement les yeux. Sa densité est à peu près de 1,769; soumis à un froid de 20°, il ne se solidifie pas. Exposé à une chaleur de 60 à 70°, il commence à se décomposer; mais à la chaleur de l'eau bouillante, la décomposition est prompte. Dans tous les cas, il en résulte du gaz sulfhydrique et un résidu de soufre. Abandonné à lui-même, il donne lieu au même phénomène, si ce n'est que le gaz ne se dégage, bulle par bulle, que de temps à autre. L'air ne l'altère qu'à l'approche d'une bougie allumée ; alors il s'enflamme, et donne lieu à de l'eau et de l'acide sulfureux.

Le charbon très divisé en dégage le gaz sulfhydrique ; il en est de même du platine, de l'or, de l'iridium et de quelques autres métaux, probablement sans s'unir au soufre.

Les oxides et les sulfures agissent sur lui comme ils agissent sur le bi-oxide d'hydrogène, en donnant lieu à des phénomènes analogues. Mais c'est surtout l'action des persulfures alcalins qu'il est utile de remarquer ; en effet, l'action est très forte : il se dégage de l'acide sulfhydrique, et il se précipite du soufre ; de là vient que dans sa préparation l'on est obligé de verser le persulfure alcalin dans l'acide, et non pas l'acide dans le persulfure, parce que, à mesure que le polysulfure d'hydrogène se forme, il est décomposé par l'excès de persulfure alcalin.

Les acides, loin de le décomposer, lui donnent, comme au bi-oxide d'hydrogène, beaucoup plus de stabilité.

Enfin, le sucre, l'amidon, la fibrine, la chair musculaire, le décomposent également, et l'on remarque que les matières animales agissent plus énergiquement que les substances végétales.

L'eau ne le dissout pas sensiblement ; il en est de même de l'alcool. L'éther le dissout d'abord, puis laisse déposer des cristaux de soufre.

Pour le préparer, on verse dans un grand entonnoir, dont le bec est bouché, de l'acide chlorhydrique étendu d'eau, puis on y ajoute peu à peu, et en agitant, du polysulfure de calcium; le chlore de l'acide s'unit avec le calcium, et forme un chlorure soluble, tandis que l'hydrogène se combine avec le soufre pour constituer le polysulfure d'hydrogène qui se précipite, et que l'on sépare en ouvrant le bec de l'entonnoir. L'analyse y a démontré des quantités variables de soufre; peut-être arrivera-t-on à obtenir un bisulfure dont la composition sera de 1 atome de soufre et de 1 atome d'hydrogène = H S.

ACIDE IODHYDRIQUE (*Acide hydriodique*). — C'est à M. Gay-Lussac que nous devons la connaissance de l'acide iodhydrique, ainsi que celle de ses propriétés.

Cet acide est gazeux, incolore, très acide, d'une odeur très piquante, rougissant la teinture de tournesol; il éteint les corps en combustion et répand des vapeurs blanches à l'air. Sa densité = 4,4288. Il se décompose en partie à une chaleur rouge; mêlé à l'air ou l'oxigène, la décomposition est totale; il se forme de l'eau et de l'iode libre. Le chlore et le brome s'emparent de son hydrogène, et mettent l'iode à nu. Il se combine au proto et au sesqui-phosphure d'hydrogène, en formant un composé blanc cristallin.

Les acides sulfurique et azotique le décomposent en formant de l'eau aux dépens de l'oxigène de l'acide ajouté, et de l'hydrogène de l'acide iodhydrique; l'iode mis à nu se précipite. Les acides chlorique, bromique, iodique le décomposent aussi.

Beaucoup de métaux, tels que le potassium, le sodium, le zinc, le fer, le mercure, etc., en opèrent également la décomposition; même à la température ordinaire il se dégage de l'hydrogène et s'unit aux métaux.

L'eau absorbe rapidement le gaz iodhydrique; et quand la dissolution qui en résulte est concentrée, elle constitue

l'acide *iodhydrique liquide*, lequel a beaucoup de densité et répand à l'air d'épaisses fumées.

Cet acide est formé de 1 atome d'iode et de 1 atome d'hydrogène = H I.

On l'obtient en traitant, par très peu d'eau, l'iodure de phosphore dont nous avons parlé page 72. On chauffe légèrement : l'eau est décomposée ; son hydrogène s'unit à l'iode et forme le gaz iodhydrique que l'on recueille sur le mercure tandis que son oxigène se combine au phosphore pour constituer de l'acide phosphoreux fixe. On peut avec plus d'économie l'obtenir liquide en faisant passer un courant de gaz sulfhydrique à travers de l'eau tenant en suspension de l'iode : l'acide sulfhydrique cède son hydrogène à l'iode, et son soufre se précipite. On filtre et l'on concentre la liqueur.

Acide bromhydrique. — Même composition, propriétés analogues.

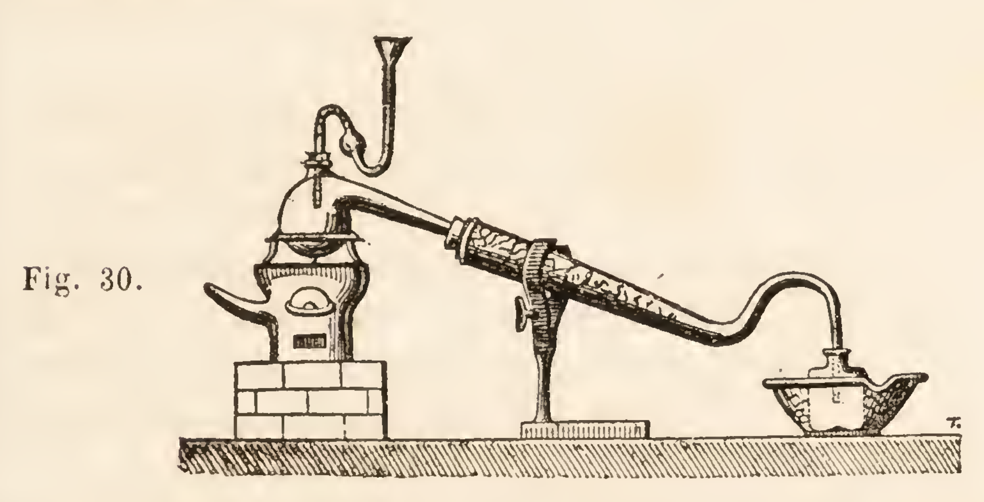
Acide cyanhydrique (*Acide hydrocyanique, acide prussique*). — Composé d'un équivalent de cyanogène et d'un équivalent d'hydrogène. Formule : $H^2 C^2 N^2$.

Lorsqu'on distille avec de l'eau des feuilles de pêcher, de laurier rose (*prunus lauro cerasus*), des amandes amères, l'eau distillée qu'on obtient contient de l'acide cyanhydrique ; Schéele isola le premier du bleu de Prusse ce composé remarquable. Schéele, chimiste suédois, né à Straslund en 1742, doit être placé au nombre des savants les plus illustres ; il fit des découvertes nombreuses et très importantes, n'ayant pour tout instrument, dans un obscur laboratoire de pharmacie de province, que des fioles et quelques tubes ; ce qui nous prouve que le génie n'a pas toujours besoin d'un grand théâtre pour révéler sa puissance. M. Gay-Lussac obtint à l'état de pureté l'acide cyanhydrique, par le procédé suivant.

Préparation. — On prend une cornue tubulée (fig. 30), dont la tubulure porte un tube en S, au bec de laquelle

on lute bien une des extrémités d'un tube de verre long de 1 mètre, dont l'autre extrémité est recourbée et lutée à un flacon de verre. On remplit d'abord le tiers de la longueur du tube avec du marbre concassé, et les deux autres tiers avec du chlorure de calcium, bien sec et concassé. On introduit du cyanure de mercure pulvérisé dans la cornue, on verse dessus de l'acide chlorhydrique concentré. Il faut employer un excès de cyanure de mercure pour qu'il ne passe point trop d'acide chlorhydrique, qui d'ailleurs est absorbé par le marbre.

Fig. 30.



En chauffant doucement la cornue, l'acide cyanhydrique distille; il se condense d'abord autour du marbre, d'où on le dirige, à l'aide d'une légère chaleur, sur le chlorure de calcium et de là dans le récipient qui doit être entouré d'un mélange réfrigérant.

Une proportion de cyanure de mercure, en agissant sur une proportion d'acide chlorhydrique, forme une proportion d'acide cyanhydrique et une proportion de perchlorure de mercure.

Propriétés. — C'est un liquide incolore, d'une odeur forte, et analogue à celle des amandes amères; sa densité est de 0,70, il bout + 26°; à — 15 il se solidifie; à + 26 il est gazeux. La densité de ce gaz est de 0,9476. Il rougit faiblement la couleur de tournesol. Du soufre chauffé dans le gaz cyanhydrique absorbe ce gaz et donne une combinai-

son solide, cristalline, soluble dans l'eau, ne précipitant pas les sels de plomb, mais formant avec les oxides des sels particuliers. Le phosphore se sublime sans décomposer ce gaz. Chauffé avec du fer, il se dépose du charbon et il se dégage des volumes égaux d'hydrogène et d'azote. Chauffé avec le potassium, il se forme du cyanure potassique; l'hydrogène est mis à nu. Le gaz cyanhydrique est décomposé à une haute température par la baryte et la potasse; il se dégage de l'hydrogène. Les oxides faciles à décomposer sont réduits à la chaleur rouge, et les métaux s'unissent au carbone avec formation d'eau, de gaz acide carbonique d'azote et de gaz oxide d'azote.

C'est un des poisons les plus dangereux qu'on connaisse. Si on verse une seule goutte d'acide cyanhydrique pur sur l'œil d'un chien vigoureux, il tombe comme foudroyé. Berzélius rapporte qu'un chimiste qui préparait cet acide, et qui en laissa tomber un peu sur son bras nu, dont la chaleur ne tarda pas à le faire évaporer, succomba dans l'espace de deux heures. Tous les animaux et les plantes même sont tués par l'acide cyanhydrique.

Le meilleur contrepoison de l'acide cyanhydrique est l'ammoniaque liquide étendue, à l'aide de laquelle on est parvenu à rétablir des animaux empoisonnés par cet acide, et qui paraissaient déjà être morts. On emploie aussi, comme contre-poison, le chlore gazeux.

L'acide cyanhydrique est transformé en acide formique et en ammoniaque par l'action des acides chlorhydrique et sulfurique, et, sans doute, par un grand nombre d'autres acides; il suit de là que, dans la préparation de l'acide cyanhydrique, il faut bien se garder de mettre un excès d'acide chlorhydrique.

Un autre fait fort remarquable, et qui sert de preuve au précédent, c'est que le formiate d'ammoniaque soumis à l'action de la chaleur se transforme, vers 180°, en eau et en acide cyanhydrique.

L'acide cyanhydrique se décompose promptement ; il laisse déposer des flocons noirs.

DES ACIDES MÉTALLOIDIQUES QUI NE CONTIENNENT NI HYDROGÈNE, NI OXIGÈNE. — Deux de ces acides méritent de nous arrêter un instant ; ce sont l'acide *fluoborique* et l'acide *fluosilicique*.

ACIDE FLUOBORIQUE. (*Fluorure de bore, gaz fluoboré.*) — Découvert par MM. Gay-Lussac et Thénard ; il est gazeux, incolore, d'une odeur piquante, analogue à celle de l'acide chlorhydrique ; d'une saveur très acide. Sa pesanteur spécifique = 2,371. Il éteint les corps en combustion, et il est impropre à la respiration.

Le feu, l'air et l'oxigène ne l'altèrent pas.

L'eau en dissout 700 fois son volume ; d'où résulte le gaz le plus soluble.

On l'a d'abord regardé comme formé d'acide borique et d'acide fluorhydrique ; aujourd'hui on est d'accord sur sa composition, et on le regarde comme formé par la combinaison du fluor avec le bore.

On peut l'obtenir en chauffant un mélange d'acide borique, de fluorure de calcium et d'acide sulfurique. Il se fait d'abord de l'acide fluorhydrique, lequel en contact avec l'acide borique se décompose en hydrogène, qui forme de l'eau avec l'oxigène de l'acide borique, et en fluor qui, se combinant avec le bore, constitue le gaz fluoborique.

Il n'existe pas dans la nature et est inusité.

ACIDE FLUOSILICIQUE. — Il est gazeux, incolore, d'une odeur très piquante, assez semblable à celle du gaz chlorhydrique ; d'une densité de 3,5755 ; rougissant fortement le tournesol.

Le feu et les métalloïdes sont sans action sur lui.

L'eau le décompose : son silicium s'unit à l'oxigène de l'eau, forme de l'acide silicique gélatineux, et son fluor s'empare de l'hydrogène pour former de l'acide fluorhydrique.

Il est formé de 6 atomes de fluor et de 1 atome de silicium $= Si\,F^6$.

On l'obtient comme le précédent, seulement on remplace l'acide borique par du sable qui n'est que de l'acide silicique. La théorie est la même.

§ V. Des métaux.

On a désigné sous le nom de *métaux* des corps simples, presque complètement opaques, très brillants, en masse ou même en poudre grossière, doués de la propriété de prendre un éclat très vif après qu'ils ont été polis. Ils sont bons conducteurs du calorique et de l'électricité, se combinent en plusieurs proportions avec l'oxigène, et forment des oxides dont la propriété essentielle est de pouvoir se combiner avec les acides. Remarquons pourtant qu'il en est qui ne forment que des acides et point de bases, que d'autres forment des bases et des acides.

Les métaux connus aujourd'hui sont au nombre de 39, et comme on les a divisés en 6 sections, nous ne les citerons que d'après l'ordre de leur classification.

Plusieurs classifications ont été proposées, mais celle qui est la plus suivie est due à M. Thénard.

1re *section.* — Métaux qui peuvent absorber l'oxigène à la température la plus élevée, et décomposer l'eau à la température ordinaire en s'emparant de son oxigène, et en dégageant son hydrogène avec effervescence.

Ce sont : le potassium, — sodium, — lithium, baryum, — strontium, calcium.

2e *section.* — Métaux qui peuvent absorber l'oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent l'eau qu'à l'ébullition de 100 à 200°. Ce sont : le magnésium, — glucynium, — ytrium, — aluminium.

3e *section.* — Métaux qui peuvent encore absorber l'oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne décom-

posent l'eau qu'au degré de la chaleur rouge : manganèse, — zinc, — fer, — étain, — cadmium, — cobalt, — nickel.

4e *section.* — Métaux absorbant encore l'oxigène à la température la plus élevée, mais qui ne décomposent l'eau ni à froid, ni à chaud : arsenic, — molybdène, — chrome, — vanadium, — tungstène, — columbium, — antimoine, — titane, — tellure, — urane, — cérium, — bismuth, — cuivre, — plomb.

Les 8 premiers sont acidifiables, les 6 autres ne sont qu'oxidables.

5e *section.* — Métaux qui ne peuvent absorber l'oxigène qu'à un certain degré de chaleur, et qui ne peuvent point opérer la décomposition de l'eau.

Leurs oxides se réduisent à une température élevée. Mercure, — osmium, — rhodium, — iridium, — palladium.

6e *section.* — Métaux qui ne peuvent absorber le gaz oxigène et décomposer l'eau à aucune température, et dont les oxides sont réductibles au-dessous de la chaleur rouge. Argent, — or, — platine.

D'après de nouvelles recherches expérimentales, M. Regnault a fait subir à cette classification les modifications suivantes :

1re *section.* — Métaux qui absorbent l'oxigène à toutes les températures et décomposent l'eau depuis 0°, jusqu'à la température la plus élevée : potassium, — sodium, — baryum, — lithium, — strontium, — calcium, — magnésium.

2e *section.* — Métaux qui absorbent l'oxigène à une très haute température et ne décomposent l'eau avec effervescence qu'à environ + 100° où un peu au-dessus : aluminium, — glucynium, — zirconium, — thorium, — yttrium, — cérium, — manganèse.

3e *section.* — Métaux qui absorbent l'oxigène à la tem-

pérature la plus élevée, qui ne décomposent l'eau qu'au rouge quand ils agissent seuls, tandis qu'ils la décomposent à la température ordinaire sous l'influence des acides énergiques : fer, — nickel, — cobalt, — zinc, — cadmium, — chrome, — vanadium.

4e *section.* — Métaux qui absorbent l'oxigène à la température la plus élevée, qui ne décomposent l'eau qu'au rouge, mais qui n'ont aucune action sur elle à la température ordinaire en présence des acides; ils sont acidifiables par l'acide nitrique, l'eau régale et le nitrate de potasse : tungstène, — molybdène, — osmium, — columbium, — titane, — étain, — antimoine, — urane.

5e *section.* — Métaux qui ne décomposent plus l'eau que très faiblement et à une température très élevée; leurs oxides sont basiques : cuivre, — plomb, — bismuth, — argent.

6e *section.* — Métaux qui n'ont plus d'action sur l'eau, quelle que soit la température, et dont les oxides sont réductibles par la chaleur seule : mercure, — rhodium, — iridium, — palladium, — platine, — or.

M. Regnault opère en chauffant les métaux chimiquement purs, dans un courant de vapeur d'eau, dans des tubes de porcelaine. L'arsenic et le tellure n'ayant pas, d'après lui, d'action sur l'eau, ou au moins pour l'arsenic une action fort douteuse, se rapprochent encore par là des métalloïdes, avec lesquels ils ont la plus grande analogie.

Propriétés physiques. —Tous les métaux sont solides à la température ordinaire, excepté le mercure qui ne se solidifie même qu'entre — 39 et — 40°.

La couleur des métaux varie beaucoup; l'or est jaune, le cuivre et le titane sont rouges, les uns sont bleuâtres, les autres plus ou moins blancs. Plusieurs d'entre eux offrent une odeur et une saveur désagréables quand on vient à les frotter. Ils ont presque tous une pesanteur spécifique plus grande que celle de l'eau, et qui varie à l'infini depuis

0,86507, poids du potassium, et 0,972 celui du sodium, jusqu'à 20,98 celui du platine, le poids de l'eau étant toujours pris comme point de comparaison.

Eclat.— On donne le nom d'*éclat métallique* au brillant très vif particulier aux métaux même réduits en poussière, ce qui dépend de la propriété qu'ont ces corps de réfléchir la lumière.

Opacité. —Pendant long-temps on a regardé les métaux comme absolument opaques; mais une feuille d'or très mince laisse passer quelques rayons lumineux, et l'or est le plus dense des métaux après le platine; il est évident qu'ils ne sont pas entièrement opaques, à moins que l'on n'admette que le battage y ait fait naître des trous imperceptibles qui permettent à la lumière de passer.

Ductilité. — On donne ce nom à la propriété qu'ont les métaux de se réduire en fils plus ou moins minces; on donne, au contraire, le nom de *malléabilité* à la propriété que certains ont de s'étendre en lames plus ou moins fines. Le fer, le cuivre, l'argent, sont ductiles; le plomb, l'or, l'étain, sont malléables; l'argent est ductile et malléable, etc. ; enfin, on dit qu'ils sont cassants quand ils ne possèdent ni l'une ni l'autre de ces propriétés; alors le simple choc les réduit en poudre : tels sont le bismuth, l'arsenic, l'antimoine, etc.

Ténacité. — On dit que les métaux ont de la ténacité quand, réduits en fils, ils peuvent supporter un poids plus ou moins considérable; par exemple, un fil de fer de 2 millimètres de diamètre supporte sans se rompre un poids de 249 kil. 659 gr., aussi possède-t-il cette propriété au plus haut degré.

La dureté est la propriété qu'ils ont de rayer plus ou moins les autres corps, tel est le fer; d'autres, au contraire, sont mous comme la cire, tels sont le potassium et le sodium.

Les métaux offrent un tissu qui est peu variable, ainsi

les uns sont lamelleux comme le bismuth, l'antimoine, le zinc; les autres sont fibreux comme le fer; enfin, d'autres sont grenus comme l'antimoine pur, et leur cristallisation est en général dérivée de la forme cubique.

Les métaux sont élastiques et sonores; propriétés qui sont en rapport avec leur dureté. Ils sont plus dilatables par la chaleur que les autres solides.

Le calorique les fond plus ou moins facilement. Le potassium, le sodium, le plomb, l'étain, le bismuth, n'exigent que la température d'un fourneau ordinaire. Le platine, le rhodium, l'iridium, ne fondent, au contraire, qu'à la chaleur que produisent en brûlant l'oxigène et l'hydrogène. Quelques uns sont volatils, tels sont : le mercure, l'arsenic, le zinc, le potassium, etc.

Ils conduisent fort bien le fluide électrique, aussi se sert-on de métaux pour la construction des machines électriques. Quand leur surface suffit pour l'écoulement du fluide, ils n'éprouvent aucune altération; mais lorsqu'elle n'est pas suffisante, le fluide pénètre dans leur intérieur, les échauffe et finit même par les fondre et les volatiliser : voilà comment agit la décharge d'une forte batterie électrique. Si l'expérience se fait dans l'air ou l'oxigène, quelques métaux brûlent en produisant des flammes de couleur variée; par exemple, le fer en donne une blanche; le zinc, une blanche mêlée de bleu et de rouge; l'étain, une d'un blanc bleuâtre; l'argent, une verte, etc.

Quelques métaux possèdent la propriété d'être attirables à l'aimant : ce sont le fer, le cobalt et le nickel; mais c'est surtout le fer, ou le fer à l'état d'acier, qui la possède au plus haut degré. De plus, le fer peut acquérir la propriété de l'aimant, et alors d'attirer le fer, l'acier, etc., comme le fait l'aimant.

Propriétés chimiques. — Le *gaz oxigène* se combine avec tous les métaux sans exception, et forme des composés que nous étudierons sous le nom d'oxides métalliques.

Mais cette combinaison se fait de différentes manières, selon la section à laquelle les métaux appartiennent. Nous en avons parlé au commencement de cet article; nous n'y reviendrons pas. Nous dirons seulement que ceux de la 1re section peuvent absorber l'oxigène à la température ordinaire; que ceux de la 2e et de la 3e section l'absorbent sous l'influence de l'humidité; que plusieurs de ceux de la 4e section s'oxident légèrement et se ternissent dans les mêmes circonstances. Plusieurs de ces combinaisons se font avec dégagement de calorique et de lumière.

L'*air* agit sur les métaux de la même manière que l'oxigène, si ce n'est pourtant que son action est plus lente, et qu'après être oxidés certains métaux passent à l'état de carbonates. Parmi les métalloïdes, il n'y a que le phosphore, le soufre, le chlore, l'iode, le brome, et probablement le fluor, qui s'unissent avec tous les métaux. Quant aux autres, ils se combinent de préférence avec certains métaux qu'avec certains autres, tels sont : l'hydrogène, le bore, le carbone, le silicium et l'azote.

Le *phosphore*, en se combinant avec les métaux, donne lieu à des *phosphures* solides, inodores et cassants. La combinaison s'opère souvent avec dégagement de calorique et de lumière.

Le *soufre* se combine directement avec tous les métaux, souvent avec dégagement de calorique et de lumière, il en résulte des combinaisons possédant des propriétés électro-négatives ou électro-positives, que l'on nomme *sulfures*, et qui peuvent se combiner ensemble pour former une série de sels qu'on appelle *sulfo-sels*.

Tous les métaux, à l'exception du chrome, du titane, du colombium, du rhodium et de l'iridium, se combinent avec le chlore, à la température ordinaire ou une température peu élevée, en donnant lieu très souvent à un dégagement de calorique et de lumière, et à des composés que nous étudierons sous le nom de *chlorures*.

L'*iode* et le *brome* forment aussi des combinaisons avec tous les métaux, et donnent lieu aux mêmes réactions que celles que présente le chlore; seulement l'iode exige plus souvent une température élevée. Ces combinaisons constituent les *iodures* et les *bromures*.

Aucun métal n'est soluble dans l'*eau* s'il n'est oxidé, encore cette propriété n'appartient-elle qu'à quelques uns. Les métaux de la 1re section la décomposent à la température ordinaire; les métaux de la 2e section opèrent la décomposition de l'eau à une température de 100 à 200°. Ceux de la 3e, à une température rouge; ceux des autres sections ne la décomposent pas; la présence d'un oxacide puissant, en aidant la réaction, fait acquérir, aux métaux de la 2e et de la 3e section, la propriété de décomposer l'eau à la température ordinaire. Dans tous les cas, l'oxigène de l'eau se combine au métal, et l'hydrogène se dégage. Les principaux hydracides donnent également lieu à un dégagement d'hydrogène; mais alors on admet que c'est l'hydrogène de l'acide qui devient libre pendant que son radical se combine au métal.

Les métaux autres que le chrome, le tungstène, le colombium, le titane, l'urane, le cérium, l'osmium, le palladium, le rhodium, le platine, l'or et l'iridium, décomposent l'*acide sulfurique concentré* à la température de 100 à 200°. Toutefois la décomposition se fait plus ou moins facilement, selon la cohésion du métal, ou son affinité pour l'oxigène. Quoi qu'il en soit, toujours il y a formation d'un sulfate et dégagement d'acide sulfureux. Si l'acide était étendu d'eau, alors il n'agirait plus que sur les métaux des trois premières sections, l'étain excepté; alors l'action est vive, l'eau est décomposée; il se dégage de l'hydrogène et il se forme un sulfate. Remarquons qu'à l'acide sulfurique concentré, contenant toujours de l'eau, il doit y avoir aussi dégagement d'hydrogène.

L'*acide azotique concentré* attaque les mêmes métaux

que l'acide sulfurique, plus l'urane et le palladium; son action a lieu le plus souvent à la température ordinaire. Il en résulte ordinairement du gaz oxide d'azote ou du gaz azote et un oxide métallique qui s'unit le plus souvent à l'acide. Il peut en résulter aussi que le métal s'acidifiant, il n'y ait point de combinaison avec l'acide. Quelquefois l'eau se trouve décomposée en même temps que l'azote de l'acide azotique devient libre : alors l'hydrogène à l'état naissant se combine avec l'azote, et forme de l'ammoniaque qui s'unit avec une partie de l'acide. Cette réaction a surtout lieu avec la limaille de fer. L'acide azotique un peu affaibli agit encore énergiquement sur les métaux; quelquefois même son action est plus prompte; c'est ce qui arrive avec la limaille de fer ou la grenaille d'étain. En effet, l'acide concentré ne les attaque pas, pendant que l'acide un peu étendu produit une réaction des plus vives.

Examinons rapidement les applications qui peuvent ressortir de l'action de l'acide nitrique sur les métaux; comme il dissout tous ceux qu'il attaque excepté l'étain et l'antimoine qu'il transforme en oxides insolubles, c'est le plus souvent l'acide nitrique qu'on emploie lorsqu'on veut obtenir une dissolution métallique. C'est ainsi que pour des usages industriels on dissout fréquemment le fer, le zinc, le plomb, le cuivre, etc., dans l'acide nitrique. *La gravure à l'eau-forte* est un art qui repose sur la propriété qu'a l'acide nitrique de dissoudre les métaux. On étend une couche très mince de vernis à la cire, sur la surface d'une planche de cuivre très propre et bien polie; on transporte sur cette planche un papier verni sur lequel est calqué un dessin, puis on enlève le vernis sur chaque ligne formée par le décalque : à cet effet l'on se sert d'une pointe très aiguë. Par cette opération la surface du cuivre est mise à nu. On garnit la planche sur tous ses bords d'un bourrelet de cire et on verse sur toute la surface de l'acide nitrique à 26°, étendu de son volume d'eau; on laisse séjourner la liqueur, qui

attaque alors toutes les lignes de métal formées par la pointe, et y détermine des creux. Le reste de la planche se trouve préservé de l'action de l'acide par la couche de vernis. Quand le métal est suffisamment dissous, on fait écouler l'excédant d'eau-forte, on lave et on dissout le vernis avec l'essence de térébenthine, puis on nettoie le cuivre, et on multiplie ensuite, à l'aide de l'impression, le dessin creux produit sur le métal.

Le *gaz chlorhydrique*, mis en contact avec le potassium, le sodium, le manganèse, le zinc, le fer et l'étain, est décomposé; son chlore s'unit au métal, et son hydrogène se dégage. Il est probable que tous les métaux alcalins et terreux se comportent de même avec cet acide. Les métaux des trois dernières sections n'ont aucune action sur lui. Lorsqu'il est en dissolution dans l'eau, l'action est dans quelques cas plus prompte; c'est ce qui a lieu pour le zinc, le manganèse, le fer et l'étain. Quoique cet acide n'agisse pas sur les métaux de la 4e section, cependant à chaud et avec le contact de l'air ou de l'oxigène, le cuivre, le plomb, etc., peuvent être attaqués; c'est qu'ici l'oxigène réagit d'un côté sur l'acide pour s'emparer de son hydrogène, tandis que le métal de l'autre tend à se combiner avec le chlore.

Eau régale. — Plusieurs métaux, tels que le platine et l'or, sont inattaquables par les oxacides et par les hydracides. On emploie alors un liquide très énergique dont la connaissance est due aux alchimistes, qui lui ont donné le nom d'eau régale, parce que c'est le dissolvant qu'ils employaient pour dissoudre l'or, le roi des métaux.

On fabrique l'eau régale en mélangeant 4 parties d'acide nitrique et 1 partie d'acide chlorhydrique. Ce mélange attaque le bore, le carbone, le phosphore, le soufre, le sélénium; il attaque presque tous les métaux et les composés dont ils font partie. C'est donc un des agents les plus énergiques que l'on connaisse.

Long-temps on a considéré l'eau régale comme un simple mélange des deux acides; aussi l'appelait-on *acide nitro-muriatique.* Mais on sait aujourd'hui qu'elle consiste en un mélange de chlore, d'acide hypo-nitrique et d'eau. En effet, lorsqu'on fait passer du gaz chlorhydrique à travers de l'acide nitrique, tout l'hydrogène du premier se combine avec une partie de l'oxigène du second, et il en résulte du chlore, de l'eau et de l'acide hypo-nitrique. L'eau régale, au moment où elle vient d'être fabriquée, consiste en un mélange de corps que nous venons de nommer et des acides qui servent à la préparer.

L'eau régale agit en présentant aux métaux du chlore à l'état naissant. Par son action ils se convertissent en chlorures.

Nous avons vu, en traitant de l'*hydrogène*, l'action que certains métaux exercent sur ce gaz en contact avec l'oxigène; il est donc inutile d'y revenir.

Etat naturel. — Les métaux se trouvent tantôt à l'état de liberté, et ce sont en général les moins oxidables; tantôt, au contraire, ceux qui ont le plus d'affinité pour l'oxigène se trouvent à l'état de combinaison, soit avec l'oxigène, le chlore, le fluor, etc., soit avec l'oxigène et un acide à l'état de sel.

Le mode d'extraction des métaux variant à l'infini, nous n'en parlerons qu'en traitant des métaux en particulier. Cette étude, dans laquelle nous ne passerons en revue que les métaux les plus importants, sera faite dans le même ordre que nous les avons classés.

Plusieurs métaux sont d'un usage très fréquent; parmi eux se trouvent le fer, le cuivre, le plomb, l'étain, le mercure, le zinc, le platine, etc.

MÉTAUX DE LA 1re SECTION. — Parmi les six métaux qui composent cette section, nous ne traiterons que du potassium, qui seul avec le sodium offre vraiment quelque intérêt.

Les métaux de la 1re section, unis à l'oxigène, donnent naissance à des oxides que l'on connaissait sous le nom d'*alcalis :* de là le nom de *métaux alcalins* par lequel on les désigne quelquefois.

POTASSIUM. — Découvert par Davy, le potassium est solide, possédant l'éclat métallique au plus haut degré. Quand il est récemment préparé, il ressemble à l'argent mat; mais il se ternit bientôt au contact de l'air. Il est aussi mou que la cire : aussi l'ongle le raie-t-il facilement, et peut-on le couper avec un couteau ; il offre alors une section lisse, unie et des plus brillantes. Sa pesanteur spécifique=0,865. Soumis à une température de 58°, il entre en fusion, et si la chaleur est plus forte, il se volatilise en produisant une vapeur verte.

Exposé au contact de l'air ou de l'oxigène, même à la température ordinaire, il s'empare de ce dernier gaz et produit un oxide blanc qui recouvre ordinairement le potassium et l'empêche de s'oxider facilement. Si on chauffe le potassium dans un excès d'oxigène, il passe bientôt à l'état de peroxide; dans tous les cas la combinaison se fait avec dégagement de calorique et de lumière. Cette propriété de s'oxider facilement fait qu'on est obligé de le conserver dans de l'huile de naphte.

Son affinité pour l'oxigène est telle qu'il décompose instantanément l'eau, s'empare de son oxigène et en dégage l'hydrogène; mais comme le calorique qui se dégage est en assez grande quantité, l'hydrogène s'enflamme à mesure qu'il se produit. Bientôt le potassium est transformé entièrement en oxide qui reste dissous dans l'eau.

Pour l'obtenir, on peut suivre le procédé suivant. On prend un fragment de potasse dans lequel on fait une cavité que l'on remplit de mercure, alors on place ce fragment sur une plaque métallique et l'on fait arriver les deux pôles d'une forte pile, de manière que le pôle positif soit en contact avec la plaque et le pôle négatif avec le mercure. Quand

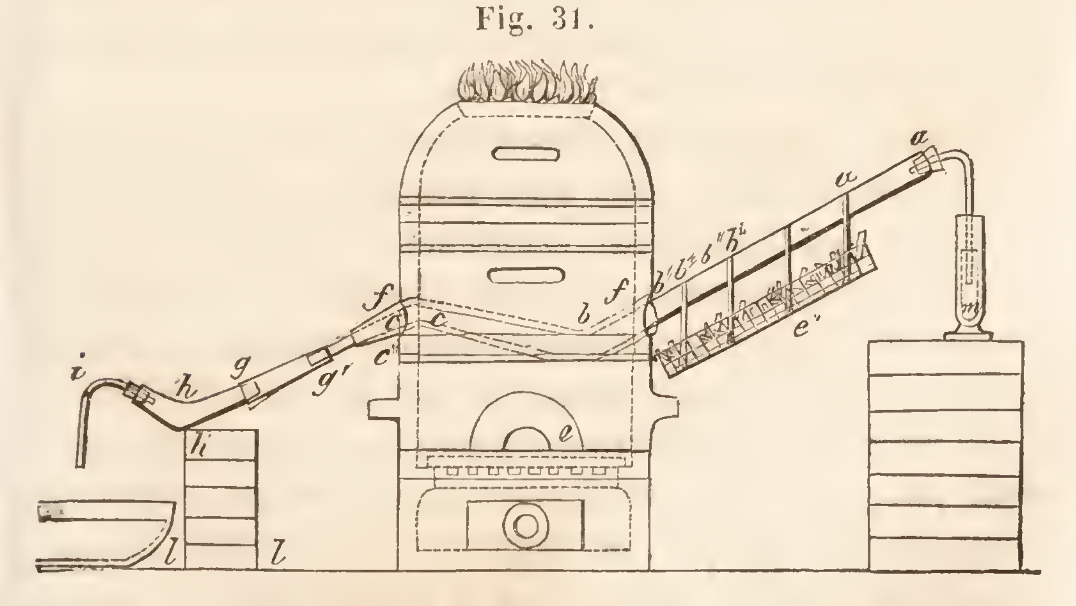
la pile ayant été activée, le mercure contient assez de potassium, on distille l'amalgame avec de l'huile de naphte employée ici pour chasser, par sa volatilisation, l'air contenu dans la cornue. Bientôt après, le mercure se volatilise et le potassium reste à l'état de pureté.

On l'obtient en bien plus grande quantité en exposant à une haute température la potasse à l'action du fer ou du charbon ; ceux-ci s'emparent de l'oxigène et mettent à nu le potassium qui se volatilise.

Ce procédé présente les plus grandes difficultés d'exécution pour en obtenir des quantités notables. Nous allons donner, d'après M. Thénard, le détail de celui qu'il a indiqué avec M. Gay-Lussac.

Extraction du potassium de l'hydrate de potasse par le fer (fig. 31). — On prend un canon de fusil ; on le décape ou on le nettoie intérieurement, en le frottant avec du sable et de l'eau, et on le sèche en l'essuyant avec un linge ou du papier ; ensuite on le fait rougir successivement en *c'* et en *b*, pour le courber comme on le voit. Alors on le recouvre, depuis *b''* jusqu'en *c''*, d'une couche d'environ 16 millimètres d'épaisseur d'un lut fait avec 5 parties de sable et 1 partie de terre à potier. On laisse sécher ce lut à

Fig. 31.



l'ombre pendant cinq à six jours, au bout desquels on l'ex-

pose au soleil ou à une douce chaleur, pour en achever la dessiccation. S'il s'y fait quelques gerçures, on les répare avec du lut frais.

Le canon étant bien luté, on le remplit, depuis *b'* jusqu'en *c*, de tournure de fer décapée par la trituration avec du sable ; on dispose ce canon dans un fourneau à réverbère, comme on le voit ; on l'assujettit dans ce fourneau avec des fragments de briques et d'un lut infusible, ou de même nature que celui qui recouvre le canon ; après quoi l'on met des fragments d'hydrate de potasse, depuis *b'* jusqu'en *a'*, et l'on adapte, d'une part, à l'extrémité supérieure *a*, un tube de verre qu'on fait plonger dans le mercure, et, d'une autre part, à l'extrémité inférieure *d*, un récipient de cuivre *gg' hh'*, formé de deux pièces qui s'élargissent et entrent à frottement l'une dans l'autre. Ce récipient, placé sur un support *ll'*, reçoit par son ouverture *gg'* l'extrémité du canon *d*, et par son autre ouverture *hh'* un bouchon portant un tube de verre recourbé *i*. Enfin on fait rendre la tuyère d'un bon soufflet dans le cendrier, par la porte *e*, qu'on bouche ensuite avec de la terre et des briques, et on établit une grille demi-cylindrique *e'* de fil de fer sous la partie *a' b'* du canon, de manière qu'elle l'enveloppe inférieurement et latéralement, et qu'elle en soit distante d'environ un pouce.

Lorsque l'appareil est ainsi disposé, que les portes du foyer et du cendrier sont bien bouchées, que toutes les fissures le sont également, et que les luts sont bien secs, on verse alternativement, par la cheminée, du charbon froid et du charbon incandescent dans le fourneau, jusqu'à ce qu'il en soit presque plein. On met un linge mouillé en *b'*, de crainte que l'hydrate ne fonde, et l'on souffle lentement jusqu'à ce que la flamme apparaisse au-dessus du dôme. A cette époque, on augmente le courant d'air, de manière à le rendre bientôt le plus fort possible. Aussitôt que le canon du fusil est excessivement chaud, on enlève

le linge placé en b', et on fond l'hydrate contenu en b' b'', en plaçant peu à peu assez de charbons incandescents sur la grille pour entourer cette partie du tube. L'hydrate, en fondant, se rend en b, et se trouve par conséquent en contact avec la tournure de fer à une très haute température; d'où il résulte que les conditions nécessaires pour la décomposition du protoxide de potassium sont remplies. Mais comme l'eau à laquelle il est uni se trouve décomposée en même temps que lui, on doit obtenir tout à la fois, et l'on obtient en effet du potassium et du gaz hydrogène. Le potassium se volatilise et se condense dans l'extrémité c d du canon, et de là tombe à l'état liquide dans le récipient gg' hh'. Quant à l'hydrogène, il se dégage à l'état de gaz par l'extrémité du tube i, entraînant quelquefois avec lui des matières qui le rendent nébuleux, et quelquefois même du potassium qui s'enflamme.

Plusieurs signes permettent de reconnaître si l'opération va bien. Le plus sûr de tous est le dégagement du gaz, qui doit être rapide, sans qu'il en résulte des vapeurs trop épaisses à l'extrémité du tude de verre i. Lorsque ce dégagement se ralentit beaucoup, ce qu'on reconnaît en plongeant de temps en temps le tube i dans de l'eau, on en conclut qu'il n'y a presque plus d'hydrate dans la partie b' b'', et on fond celle qui est en b'' b''', en l'entourant de charbons incandescents comme la précédente, et ainsi de suite. L'opération est terminée quand le feu a été porté successivement jusqu'en a'. Alors on enlève le canon de fusil, et on le laisse refroidir, après avoir bouché avec du lut les tubes a et i; on trouve tout le potassium dans le récipient gg' hh'; on l'en retire avec une tige de fer courbe, en séparant la partie gg' de la partie hh': on le fond dans un tube sous l'huile de pétrole distillée, on l'y comprime, et on le conserve en mettant le tube même, au milieu de l'huile, dans un flacon à gros goulot et bouché à l'émeri.

Il arrive quelquefois qu'au milieu de l'opération les gaz

cessent tout-à-coup de se dégager par le tube *i*, et se dégagent par le tube *m*. Ce phénomène annonce que le coup de feu n'est point assez fort, que le protoxide de potassium passe à travers la tournure de fer sans se décomposer. Dans ce cas, il faut mettre du feu autour de la partie *d* du canon pour faire fondre le protoxide de potassium qui l'obstrue, et arrêter l'opération si l'on n'y parvient pas.

Il arrive aussi quelquefois que les gaz ne se dégagent ni en *i* ni en *m*, quoiqu'on fasse fondre de nouvelles portions d'hydrate contenues en *b' a'*. On doit en conclure que les luts n'ont pas résisté, et que le tube de fer en s'oxidant a été troué : alors on doit toujours arrêter l'opération et la recommencer dans un autre tube.

De 100 grammes d'hydrate on retire tout au plus 25 grammes de potassium, et on retrouve dans le canon de fusil environ 60 grammes de protoxide échappé à la décomposition, probablement parce qu'il est intimement combiné avec l'oxide de fer. Cette combinaison, au milieu de laquelle se trouve beaucoup de fer à l'état métallique, forme une masse très adhérente, qu'il est difficile de détacher autrement que par des coups de marteau ou des lotions répétées.

Sodium. — Le sodium est inodore, presque aussi ductile et presque aussi mou que la cire. Il a une couleur analogue à celle du plomb ; sa section est unie et très brillante. Sa pesanteur spécifique = 0,972. Il fond à 90° et ne se volatilise pas.

Ses autres propriétés ont tant d'analogie avec celles du potassium, que quand on connaît celles de ce dernier corps, on peut faire l'histoire de l'autre.

On l'obtient absolument de la même manière.

Lithium, barium, strontium, calcium. — Ces quatre corps ont la plus grande analogie de propriété. Comme ils sont entièrement inusités, nous les passerons sous silence; nous dirons seulement que, pour les obtenir, on suit abso-

lument le même procédé que celui que nous avons décrit pour l'obtention du potassium (page 162).

MÉTAUX DE LA 2e SECTION. — Ces métaux sont au nombre de quatre, savoir : aluminium, — yttrium, — glucinium, — magnésium.

Ils ont été appelés *terreux,* parce que, autrefois, leurs oxides n'étaient connus que sous le nom de TERRES. Longtemps on n'a pas pu les réduire. Ce sont MM. Woelher et Bussy qui sont parvenus à les isoler en chauffant leurs chlorures avec du potassium.

Ces métaux ne nous arrêteront pas, car ils sont entièrement inusités.

MÉTAUX DE LA 3e SECTION.—Parmi les sept métaux qui composent cette section, savoir : le *manganèse*, le *zinc*, le *fer*, l'*étain*, le *cadmium*, le *nickel* et le *cobalt*, il n'y en a que trois : le zinc, le fer, et l'étain, que nous traiterons un peu complétement.

MANGANÈSE. — Ce métal, découvert par Schéele et Ganh, en 1774, est solide, très cassant, très dur, grenu, d'une couleur gris-blanc; pesant 6,85; fondant à 160° du pyromètre de Wedgwood, non volatil, se combinant facilement avec l'oxigène en plusieurs proportions. Ce métal, qui est sans usages, s'obtient en calcinant le peroxide de manganèse avec du charbon.

FER. — Ce métal est connu depuis les temps les plus reculés; c'est le plus utile et le plus commun de tous les métaux. La plupart des arts mécaniques emploient le fer, la fonte ou l'acier, et l'on peut certainement juger de l'état de l'industrie d'une nation en estimant le fer qu'elle consomme. La médecine a trouvé dans les combinaisons de fer plusieurs médicaments utiles; la peinture de très belles couleurs, etc. Au temps des Romains ses usages étaient très restreints. On le connaissait sous le nom de *mars*.

Etat. — Les minerais qui contiennent le fer comme élé-

ment principal sont très nombreux. On le trouve à l'état natif, à l'état d'oxide et de sulfure, à l'état de sels; carbonate, silicate, phosphate, sulfate, etc. Il existe des masses de fer natif très considérables. Près de Magdebourg on en a découvert une de 800 myriagrammes qui a toutes les qualités de l'acier. Selon Valérius, les Maures en exploitent en Afrique une qui est immense. On a lieu de penser avec quelque certitude que ces masses de fer natif sont tombées de l'atmosphère. Elles sont composées, comme les aérolithes, de fer, manganèse, chrome, magnésium, nickel, soufre, oxigène, etc.

Fabrication de la fonte et du fer. — On distingue les minerais de fer en deux grandes classes : 1° terreux, comprenant les oxides; 2° spathique, silicate ou carbonate. — On trie, on concasse, on lave les minerais terreux.

On grille les minerais spathiques pour en séparer le soufre et l'arsenic; on les expose à l'air pour séparer la magnésie à l'état de sulfate. On traite les minerais ainsi préparés dans de grands appareils nommés hauts-fourneaux qui consistent en deux cônes tronqués réunis par leur grande base. On les charge par leur partie supérieure; on les remplit d'abord de charbon. Lorsqu'ils sont élevés à une très haute température, on y verse alternativement du charbon et du minerai mélangé de fondant qui est argileux quand le minerai est calcaire et calcaire quand la gangue argileuse ou siliceuse domine dans la mine. La silice forme, à l'aide d'une haute température, des silicates fusibles. Ainsi, en ajoutant de la silice dans les mines calcaires, on détermine la formation du silicate de chaux. La silice a aussi l'avantage de séparer le manganèse en plus grande partie à l'état de silicate de manganèse. Quand au contraire la silice domine, la chaux a l'avantage de préserver ou de remplacer une grande quantité d'oxide de fer qui formerait du silicate fusible avec la silice et occasionnerait une grande perte.

La fonte se rend à la partie inférieure du haut-fourneau et est surmontée par les scories qui sont, d'après Mitscherlich, des silicates de fer, de chaux, de manganèse, à proportions définies.

On compte, en France, au moins 500 fourneaux de fonte et 1,400 feux d'affinage, produisant chaque année trois millions de quintaux métriques de fer. D'après M. de Balascheff, la Belgique possède actuellement 150 hauts-fourneaux, et produit moitié autant de fonte que tous les départements de la France réunis.

Depuis quelques années on a introduit dans les usines à fer une amélioration remarquable; elle consiste à injecter sur le minerai introduit dans les hauts-fourneaux, de l'air échauffé entre 160 et 400°. On obtient ainsi plus de produit avec moins de combustible, et plus de régularité dans le fonctionnement des hauts-fourneaux. C'est en Écosse, dans les fonderies de la Clyde, qu'on a, dès le principe, employé ce procédé, et, depuis, l'application de l'air chaud aux forges des maréchaux et des serruriers a donné des résultats très satisfaisants.

On a substitué, dans quelques localités, au charbon de bois l'usage du coke dans la fabrication de la fonte; et dans ces derniers temps on a employé, avec beaucoup de succès, le bois torréfié. Voici, d'après M. de Balascheff, qui a publié une Notice très intéressante sur cet objet, les avantages du bois torréfié. On a une marche plus régulière du haut-fourneau, des engorgements moins fréquents; la fonte paraît aussi s'être améliorée surtout pour le moulage. Mais le grand avantage obtenu partout par ce nouveau mode de traitement, consiste dans la diminution fort considérable de la proportion du combustible nécessaire pour réduire le minerai et produire la fonte. On peut admettre que la consommation du bois brut est généralement réduite des 2/5.

Des différentes espèces de fonte. — On en distin-

gue quatre principales : 1° la fonte blanche cristallisée ; 2° la fonte blanche non cristallisée ; 3° la grise; 4° la noire.

Toutes ces fontes, lorsqu'on les traite par les acides chlorhydrique et sulfurique, dégagent du carbure d'hydrogène, ou gazeux, ou huileux. On peut recueillir facilement ce dernier en faisant passer le gaz à travers l'alcool.

La *fonte blanche non cristallisée* est très dure, cassante; elle contient 2,4 à 4 de carbone, se dissout sans résidu dans l'acide chlorhydrique bouillant; fondue en vase clos et refroidie lentement, elle peut se convertir en fonte grise et devenir douce.

La *fonte blanche cristallisée* est toujours aigre ; la fusion ne la rend douce dans aucun cas; elle paraît contenir assez constamment une proportion notable de manganèse et 5 p. cent de carbone.

La *fonte grise* est douce, elle se laisser limer facilement, elle jouit d'une grande ténacité ; elle contient 2 à 4 de carbone, mais qui n'y est pas entièrement combiné ; quand on la traite par l'acide chlorhydrique bouillant, elle laisse toujours un résidu de carbone. La fonte grise est employée dans le moulage.

La *fonte noire* contient une proportion de carbone libre plus grande que la fonte grise; elle en renferme de 5 à 7. Elle est plus fusible que les autres fontes. On nomme *fonte truitée* un mélange de fonte blanche avec la fonte grise ou noire.

Composition. — D'après des analyses de MM. Gay-Lussac et Berthier, on sait que la plupart des fontes contiennent de 2 à 4 pour cent de *carbone*, de 1/4 à 2 pour cent de silicium, de 1/10 à 1 pour cent de phosphore, des proportions variables de manganèse, et 94 à 97 pour cent de fer.

PRÉPARATION DU FER. — On soumet la fonte à une haute

température avec le contact de l'air ; le carbone et le silicium se combinent avec l'oxigène de l'air en même temps qu'une certaine proportion de fer ; il en résulte du fer qui se soude par l'action des marteaux, de l'oxide de carbone qui se dégage et du silicate de fer qui reste fondu. On emploie pour cette opération le charbon de bois ou le coke. On peut obtenir le fer directement sans passer par l'état intermédiaire de fonte en changeant le mode de réduction du minerai de fer. C'est ce qui a lieu dans la méthode dite *catalane*. Le fourneau que l'on emploie est semblable à celui de l'affinage de la fonte.

On distingue le fer en ductile quand le minerai employé est de bonne qualité, et en cassant quand il contient de l'arsenic, du soufre ou du phosphore.

Pour obtenir le fer chimiquement pur, il faut réduire par l'hydrogène l'oxide ferrique pur.

Propriétés physiques. — Le fer pur est d'un gris bleuâtre, poli ; il a de l'éclat ; sa densité est de 7,788 ; il est malléable, ductile et très tenace. Le fer est un des métaux les plus difficiles à fondre ; il se ramollit à une température bien inférieure à son point de fusion ; alors on peut le pétrir sous le marteau et le souder sur lui-même ; il jouit au plus haut degré de la vertu magnétique.

Propriétés chimiques. Air. — A la température ordinaire le fer n'est pas altéré dans l'air sec ; mais, pour peu qu'on le chauffe, il se recouvre d'une pellicule d'oxide irisé ; à la chaleur rouge il s'oxide rapidement en se couvrant d'écailles d'oxide noir qu'on nomme *battitures*. Le fer obtenu en réduisant l'oxide par le gaz hydrogène à la température la moins élevée possible ou par la calcination d'un oxalate, s'enflamme spontanément dans l'air en répandant une lumière très vive. On obtient cette combustion avec du fil de fer dans le gaz oxigène. — L'air humide oxide lentement le fer en le recouvrant d'une couche d'oxide qu'on nomme *rouille*. — Le fer pur ne décompose pas l'eau éga-

lement pure à la température ordinaire; mais si l'eau contient des acides, si le fer renferme des matières hétérogènes susceptibles de former les éléments d'une pile, alors l'eau est décomposée; il se dégage de l'hydrogène. A la température rouge la décomposition est très rapide, il se dégage du gaz hydrogène et il se forme de l'oxide magnétique.

Acides. — Les acides minéraux attaquent le fer avec une grande facilité et forment des sels; les acides végétaux n'ont qu'une action très faible.

Oxides. — Le fer réduit plusieurs oxides par la voie sèche et par la voie humide, entre autres ceux d'argent, de cuivre, de plomb, de bismuth et d'antimoine.

Alcalis. — Vicat et Payen ont avancé qu'une solution alcaline préserve le fer de la rouille.

Sels. — Les nitrates, les chlorates, les bromates l'attaquent vivement et l'oxident au maximum.

Métaux. — Le fer forme des alliages avec un grand nombre de métaux; il ne se combine pas avec l'argent, le mercure, le cuivre, le plomb, le cérium, l'urane, le titane.

Carbures de fer. — Les diverses espèces de fontes et d'aciers sont des mélanges en diverses proportions de fer, de carbure de fer, de siliçure, phosphure, etc. Les carbures en proportions définies ne sont point aussi bien connus, et quoique cette étude pourrait jeter beaucoup de jour sur la cause de certaines propriétés des fontes et des aciers, on ne l'a point encore faite avec détail.

M. Gay-Lussac a fait dans l'ancienne usine de fer de Charenton plusieurs expériences sur cet objet, mais qui n'ont point été entièrement publiées. M. le duc de Luynes avait commencé sur ce sujet un long et consciencieux travail; je l'ai secondé dans plusieurs analyses, mais bien des difficultés inhérentes au sujet nous ont arrêtés jusqu'à ce jour.

M. Berzélius dit qu'en chauffant en vase clos à la chaleur blanche du bleu de Prusse pur, on obtient des carbures en proportions définies. Nous avons, M. le duc de Luynes et moi, répété toutes ces expériences ; nous avons bien obtenu, comme M. Berzélius l'annonce, des poudres noires ; mais examinées au microscope il nous a été facile de nous assurer qu'elles n'étaient point homogènes, et qu'elles présentaient de petites masses fondues vitreuses, bien distinctes de la poudre noire avec laquelle elles étaient mélangées, et qui n'était que du carbone. Nous avons obtenu des culots bien homogènes en calcinant en vase clos plusieurs sels organiques.

Les résultats les plus remarquables nous ont été fournis par le benzoate ferrique mélangé avec du noir de fumée et chauffé jusqu'à fusion ; le culot était blanc, d'une dureté très considérable, inattaquable par les limes. Sa composition était fort remarquable ; il contenait 0,32 de carbone. En calcinant le benzoate seul, nous avons obtenu un carbure doux qui ne contenait pas plus de 2 $\frac{1}{2}$ pour 100.

Ce qui contribue à rendre toutes ces expériences très difficiles et entourées de beaucoup d'incertitudes, c'est que la nature des carbures varie essentiellement, suivant le temps pendant lequel on prolonge la fusion. De l'acier laissé en fusion prolongée avec un excès de carbone ne retient que de 9 à 11 pour 100 de carbone. M. Lassaigne a déjà noté ce fait dans sa Chimie, d'après les expériences faites à Charenton. Nous avons examiné plusieurs carbures ainsi préparés ; ils peuvent être limés ; la poudre brûle avec le plus vif éclat, et le carbure ainsi préparé paraît se rapprocher de cette formule : $Fe^2 C$.

ACIER. — Les Orientaux surent les premiers préparer l'acier, et c'est à eux que les nations européennes doivent l'enseignement de cet art. La fabrication des armes blanches avec cette substance date du xe siècle ; mais on ne fit guère

usage d'épées que vers le XIIIe siècle. Les couteaux, ciseaux et autres petits instruments d'acier ne furent fabriqués que plus tard ; on ne connut les aiguilles en Angleterre que sous le règne de la reine Marie, et les épingles qu'à la fin de celui d'Henri VIII.

On distingue trois espèces d'acier : 1° l'*acier naturel* ou *acier de fonte ;* on l'obtient en traitant la fonte d'une manière particulière au feu de forge ou en traitant le minerai très riche en fer par la méthode catalane ; 2° l'*acier de cémentation* ou l'*acier de poule ;* on l'obtient en chauffant à une température élevée des barres de fer contenues dans des caisses remplies de charbon pulvérisé ou en faisant passer du gaz hydrogène carboné sur du fer fortement chauffé ; 3° l'*acier fondu* se prépare de diverses manières : 1° en fondant certaines fontes avec une proportion convenable d'oxide de fer ; 2° en chauffant de l'acier de cémentation avec un verre terreux ; 3° enfin, en fondant un mélange de fer, de charbon et de verre.

Propriétés. — L'acier est plus blanc que le fer doux ; sa densité est plus forte ; elle varie de 7,80 à 7,84 ; il est plus malléable et moins ductile que le fer ; à la chaleur blanche il devient cassant. Lorsqu'on le refroidit brusquement il reste cassant à froid et prend une très grande dureté. On appelle *trempe* l'opération qui consiste à le plonger tout chaud dans l'eau froide. Si, après l'avoir trempé, on le fait recuire, il acquiert de l'élasticité et devient plus sonore. L'acier fond à 130 p. Les acides qui agissent sur le fer agissent également sur l'acier ; mais il dégage alors de l'hydrogène, en partie carboné, qui entraîne une huile odorante, et il se dépose un résidu charbonneux ; quand on le traite par l'acide nitrique le dépôt charbonneux est de l'acide azulmique.

Composition. — Les aciers contiennent de 1 à 2 pour 100 de carbone, et de 1 à 6 millièmes de silicium. Ils peuvent encore contenir de l'aluminium.

Acier damassé. — On nomme ainsi un acier employé pour faire les damas d'Orient, à surface moirée ; on le nomme *wotz*. En Orient il existe deux espèces différentes de damas que nous allons décrire d'après un excellent travail inédit de M. le duc de Luynes.

1° Le *damas de fusion* qui paraît être, d'après Faraday, un acier contenant, outre le fer et le carbone, une petite proportion d'aluminium et de silicium. On obtient des damas semblables avec différents alliages métalliques.

2° Le *damas d'étoffe*, fait en soudant des feuilles très fines de tôle d'aciers différents. En Turquie on emploie à cet effet de vieilles faux. Le duc de Luynes a obtenu un damas très remarquable en soudant des feuilles de tôle et des feuilles de platine.

Pour faire ressortir les veines des damas, on plonge les armes dans de l'eau acidulée ; l'acide plus heureusement employé pour les damas de corroyage est l'acide oxalique ; pour les damas d'Orient rien n'est préférable à une dissolution étendue de bisulfate ferrique.

Voici la théorie de l'action de l'acide. Le damas, soit de fusion, soit d'étoffe, est essentiellement composé de particules hétérogènes réunies entre elles par la soudure ; elles sont constituées dans un état électrique contraire et forment les deux éléments d'une pile ; l'acide agit sur un directement, l'autre est préservé ; de là les veines damasquinées qui apparaissent après l'action de l'acide.

L'acier sert à fabriquer des armes et une foule d'instruments.

Zinc. — *Historique.* — Les anciens connaissaient le laiton qui est un alliage de zinc et de cuivre, qu'ils obtenaient en calcinant du charbon, de la calamine et du cuivre. Paracelse paraît le premier avoir isolé le zinc.

Etat naturel. — Le zinc se trouve dans la nature : 1° à l'état de sulfure ou de blende ; 2° de carbonate, de silicate et de sulfate (le mélange de carbonate et de silicate consti-

tue la calamine), à l'état d'oxide combiné avec l'oxide de fer et de manganèse.

Extraction. — C'est de la calamine ou de la blende qu'on l'extrait. On commence par calciner légèrement la calamine et griller la blende, puis on opère la réduction en mélangeant le minerai avec du charbon; en chauffant fortement le mélange, le zinc se distille. Dans qnelques établissements, on distille *per ascensum* et dans d'autres *per descensum.*

Purification. — Elle s'opère en distillant de nouveau le zinc du commerce; on le sépare ainsi des métaux étrangers qui sont ordinairement mélangés.

Propriétés. — Le zinc est d'un blanc bleuâtre; sa texture est cristalline. A la température ordinaire il se gerce sous le marteau, mais quand il est échauffé à 100° on peut le réduire, au laminoir, en feuilles très minces et en fils très déliés. Il graisse la lime. Il a peu de sonorité. Sa densité est de 6,86 à 7,19. Il fond à 360°. Chauffé plus fortement il se volatilise. Il cristallise en prismes quadrangulaires. Il est faiblement odorant et sapide.

Les feuilles de zinc se recouvrent *à l'air* d'une couche de protoxide gris clair; quand cette couche est formée, il est préservé d'une oxidation subséquente. A l'aide de la chaleur, il s'oxide très rapidement à l'air. Quand il est très chaud, il s'embrase très vivement. Il décompose *l'eau* lentement à la température ordinaire, et très activement à une température élevée. Il est attaquable par tous *les acides*, même les plus faibles. Avec *l'acide nitrique* concentré il peut y avoir inflammation. L'*ammoniaque* et la *potasse* le dissolvent avec dégagement d'hydrogène. Il réduit, par la voie sèche et par la voie humide, un grand nombre de *sels* et *d'oxides;* il précipite même le *fer* et le *nickel* de leurs dissolutions neutres et concentrées. Chauffé avec le *nitre* et le *chlorate de potasse*, il y a détonation. Il décompose l'acide carbonique des *carbonates alcalins* par la voie sèche.

Il se dissout dans la *crème de tartre*. Il se combine avec le *soufre* et décompose les *sulfures alcalins* et le *cinabre* avec détonation. Il s'unit directement au *phosphore* et à *l'arsenic*. Il s'enflamme dans le *chlore gazeux* lorsqu'il est échauffé. Il décompose le sel *ammoniac*. Il s'allie avec la plupart des métaux.

Usages. — Depuis qu'on sait laminer le zinc, il a un grand nombre d'usages technologiques; avec le cuivre il constitue les éléments ordinaires des piles voltaïques. Il sert à la fabrication du laiton. On s'en sert pour faire des baignoires, des gouttières; mais la vertu émétique de ses sels doit empêcher de s'en servir pour renfermer ou préparer des aliments. Cependant M. Berthier assure qu'on peut sans aucun danger se servir du zinc pour faire des instruments de cuisine.

CADMIUM. — *Historique.* — Découvert en 1817 par Herman et par Stromeyer dans les sublimés de zinc des usines de la Silésie, depuis on l'a trouvé dans plusieurs autres minerais de zinc, qu'il accompagne. Le zinc métallique n'en contient que des traces, parce que le cadmium étant plus volatil se sublime dès le commencement du traitement métallurgique. Hérapath a trouvé que les premiers produits oxidés qui proviennent de la distillation de la calamine en contiennent jusqu'à 0,20.

Le cadmium est d'un blanc d'étain, il prend un beau poli; sa texture est compacte, sa cassure fibreuse; il cristallise en octaèdres. Sa densité est de 8,69. Il est mou et tache les corps comme le plomb. Il est flexible et fait entendre un cri comme l'étain; il a plus de ténacité que ce métal; on peut le réduire en feuilles très minces et en fils très fins. Il se fond à une température bien inférieure au rouge, il se volatilise à un degré de chaleur très peu supérieur à celui de l'ébullition du mercure; les vapeurs n'ont aucune odeur. Il est peu altérable à l'air à la température ordinaire; à l'aide de la chaleur il brûle comme le zinc, en

produisant une fumée épaisse et un oxide d'un brun rougeâtre. Il décompose l'eau pure à l'aide de la chaleur. L'acide nitrique le dissout à froid. L'acide sulfurique étendu le dissout lentement avec dégagement de gaz hydrogène. L'acide acétique l'attaque facilement. Il se combine directement avec le soufre, le sélénium, le phosphore et l'arsenic. Il absorbe le chlore gazeux, se dissout dans le chlore liquide. Il s'allie avec un grand nombre de métaux.

ÉTAIN. — *Historique.* — L'étain est connu de toute antiquité, les anciens chimistes le nommaient *jupiter.*

Etat. — L'étain ne s'est trouvé qu'à l'état d'oxide et de sulfure, encore ce dernier est-il très rare, et comme il contient des métaux étrangers, il peut être placé parmi les minerais de cuivre. Les mines abondantes d'étain sont assez rares; les plus belles sont le partage de l'Inde, de l'Angleterre, de l'Allemagne, de l'Espagne. On en a découvert récemment en France, dans les départements de la Haute-Vienne, de la Côte-d'Or et de la Seine-Inférieure, mais qui ne sont point assez riches pour être exploitées avec profit. Il serait bien à désirer que nous fussions délivrés du tribut que nous payons à l'étranger pour cet utile métal.

Extraction. — L'oxide existe ou disséminé ou en roche; dans le premier cas on bocarde le minerai; dans les deux cas on procède au lavage. Lorsque le minerai contient du sulfure de fer, de cuivre, d'arsenic, on doit le griller avec soin, à une chaleur qui n'excède pas le rouge brun. Le grillage étant terminé, on jette la matière presque rouge encore dans des cuves pleines d'eau; les sulfates de cuivre et de fer se dissolvent. On lave pour séparer les oxides de fer et de cuivre, qui sont mélangés à l'oxide de l'étain, qui ne reste plus qu'avec des tungstates et quelques atomes de gangue. L'oxide ainsi purifié est jeté dans un fourneau à manche ou dans un fourneau à réverbère, où s'opère la réduction; de là on fait rendre l'étain réduit successivement dans trois bassines, où il se purifie par décantation;

les scories surnagent le bain, et les métaux moins fusibles se déposent en maintenant une température bien ménagée.

L'étain de l'Inde ou de Malaca est ordinairement pur; les autres contiennent toujours un peu de fer et de cuivre. Margraff, en 1745, avait avancé que la plupart du temps l'étain contenait une grande quantité d'arsenic, et qu'il était dangereux d'en faire des instruments de cuisine. Bayen et Charlard prouvèrent que cette opinion n'était pas fondée; ils s'assurèrent que les étains de Banca et de Malaca étaient parfaitement purs, et que les autres espèces en renfermaient au plus $\frac{1}{600}$.

Propriétés. — L'étain est d'un blanc presque aussi brillant que l'argent; il est très malléable; on peut le réduire en feuilles très minces sous le marteau. Il est très ductile; il occupe le cinquième rang parmi les métaux pour la ténacité. Il est très mou, moins cependant que le plomb; il n'a aucune élasticité et par conséquent aucune sonorité. On peut le plier sans le rompre, et chaque fois il fait entendre un bruit particulier, connu sous le nom de cri de l'étain. On peut l'obtenir cristallisé. Sa densité est de 7,293; il fond à 212. Il paraît volatil, puisqu'il brûle avec flamme et fumée; cependant on peut le tenir pendant plusieurs heures à une très haute température sans qu'il diminue sensiblement de son poids. L'étain a une odeur et une saveur particulières très caractéristiques. L'air sec et même humide altère peu l'étain; mais à l'aide de la chaleur il s'oxide rapidement en prenant à sa surface les couleurs de l'iris. L'étain ne décompose l'eau qu'à la température rouge, il se change en protoxide; il la décompose par l'intermédiaire des acides, et le gaz hydrogène qui se dégage a une odeur nauséabonde. L'acide azotique de 6 à 15° dissout l'étain à froid sans dégagement de gaz; l'eau et l'acide sont décomposés en même temps; il se forme du protoxide d'étain et de l'ammoniaque, qui restent combinés avec l'excès d'a-

cide ; l'acide azotique à 50° n'agit pas sensiblement ; l'acide à 40° l'attaque très vivement et le convertit en deutoxide sans le dissoudre. L'acide sulfurique concentré et bouillant attaque l'étain ; il se dégage de l'acide sulfureux, de l'hydrogène, du gaz sulfhydrique ; il se dépose du soufre et il se produit du proto ou deutosulfate. L'acide sulfureux en agissant sur l'étain forme du sulfite et de l'hyposulfite d'étain. L'acide chlorhydrique le dissout très facilement ; il se dégage du gaz hydrogène et il se forme du protochlorure qui reste dissous à la faveur de l'acide chlorhydrique. L'acide acétique, l'acide oxalique et plusieurs autres acides végétaux agissent sensiblement sur l'étain, surtout à l'aide de la chaleur ; ils le transforment en protosel.

Usages. — Il est employé seul, et il forme avec d'autres métaux plusieurs alliages utiles.

NICKEL. — Cronstedt, en 1751, annonça l'existence du nickel dans la mine connue sous le nom de faux cuivre. Bergmann confirma son existence qui était révoquée en doute par plusieurs chimistes. Il a depuis été étudié par Vauquelin, Proust, Laugier, Berthier, etc.

Il se trouve dans la nature à l'état d'oxide de sulfure, d'arséniure, d'arséniosulfure, d'arsénite, d'arséniate, de silicate, etc. On emploie à l'extraction du nickel l'arséniosulfure natif ou un produit d'usine nommé *speiss*, formé de sulfo-arséniures qui se séparent quand on fond, pour préparer le bleu d'azur, le minerai de cobalt, le sable et la potasse.

Le nickel est pulvérulent, légèrement aggloméré, poreux et d'un gris blanc mat ; il prend une belle couleur blanche et beaucoup d'éclat sous le brunissoir ; il s'aplatit sous le marteau. Sa densité, lorsqu'il a été fondu, est de 8,402. Il se fond moins facilement que le fer, mais mieux que le manganèse. Il est fixe ; l'air ne l'altère pas à la température ordinaire ; au rouge il l'oxide lentement. Il décompose l'eau à la chaleur rouge. L'acide nitrique l'attaque

facilement; les acides végétaux l'attaquent lentement avec le contact de l'air. Il précipite de leur dissolution le cuivre et les métaux des deux dernières sections. Il se combine directement au carbone, au soufre, au sélénium, au phosphore, à l'arsenic. Chauffé dans le chlore, il l'absorbe lentement. Il s'allie avec un grand nombre de métaux. Il forme, avec le cuivre et le zinc, un alliage précieux, le *maillechort*, imitant l'argent.

COBALT. — Dès le quinzième siècle on employait la mine de cobalt pour colorer le verre en bleu, mais ce n'est qu'en 1733 que Brandt parvint à en extraire un métal qui fut étudié par Lehmann en 1761, par Bergman en 1780, puis par Tassart, Vauquelin, Proust, Laugier, Berthier, Liébig.

Usages. — Le cobalt pur n'en a pas, mais on emploie l'oxide et l'arséniate de cobalt pour colorer en bleu les porcelaines et pour faire le bleu d'azur et le bleu de cobalt.

Etat. — Le cobalt se trouve à l'état de sesquioxide, à l'état de sulfate ou d'arséniate, mais le plus souvent combiné avec le fer, l'arsenic, le soufre à l'état de sulfoarséniure. *Extraction.* C'est du sulfoarséniure qu'on l'extrait.

Propriétés. — Le cobalt est solide, dur et cassant; son grain est serré; il est ductile à chaud; sa couleur est d'un blanc gris; sa densité de 8,6131. Il est magnétique; il ne l'est plus quand il contient de l'arsenic. — Il fond à 130 p. à peu près au même degré que le fer. Le cobalt fondu n'éprouve point d'altération dans l'air à la température ordinaire; à la chaleur rouge il s'oxide; à une température plus élevée il brûle avec une flamme rouge. Il décompose l'eau, il est attaqué par les acides sulfurique, chlorhydrique et nitrique. — Il forme plusieurs alliages avec les métaux.

MÉTAUX DE LA 4e SECTION. — Les métaux qui composent cette section ont pour caractères principaux de ne décomposer l'eau ni à froid ni à chaud, et d'absorber l'oxigène à une température élevée; ils sont au nombre de

quatorze, parmi eux l'arsenic, le molybdène, le chrome, le vanadium, le tungstène, le colombium, l'antimoine, le titane et le tellure, sont acidifiables; l'urane, le cerium, le bismuth, le cuivre et le plomb, ne sont qu'oxidables.

ARSENIC. — Il est très anciennement connu; Dioscoride se servait déjà du mot *arsenicum.* Aristote connaissait l'arsenic sous le nom de *sandaraque.* Paracelse savait qu'on pouvait extraire un métal de l'arsenic blanc. Il se trouve dans la nature, quelquefois à l'état métallique, plus souvent combiné avec le soufre et les métaux.

L'arsenic est solide, gris d'acier, fragile, brillant lorsque sa cassure est récente, se ternissant bientôt à l'air; sa texture est grenue et écailleuse; frotté, il communique aux doigts une odeur sensible. Il n'a pas de saveur; sa pesanteur spécifique $= 5{,}959$. Soumis à une chaleur de 180°, il se volatilise sans se fondre. Pour le fondre il faut le chauffer à une pression plus forte que celle de l'atmosphère.

L'oxigène et l'air humides oxident lentement l'arsenic, mais, à une température élevée, l'oxigène est promptement absorbé et il se forme un acide blanc appelé *arsénieux.* Plusieurs métalloïdes, l'hydrogène même, se combinent avec l'arsenic de même que la plupart des métaux. L'eau n'a aucune action sur lui, à moins qu'elle ne contienne de l'air, car alors l'arsenic s'empare de l'oxigène dissous, forme de l'acide arsénieux qui se dissout. Cette dissolution est connue sous le nom de *mort aux mouches.*

L'arsenic se trouve à l'état natif, à l'état d'oxide et de sel, et combiné avec le soufre ou divers métaux. On l'obtient en traitant l'oxide blanc par du charbon qui s'empare de l'oxigène, et l'arsenic mis à nu se volatilise.

Uni à l'étain, le cuivre et le platine, il sert à faire des miroirs de télescope. L'histoire d'un de ses composés, l'acide arsénieux, est beaucoup plus importante, nous nous y arrêterons plus loin.

CHROME. — Il a été découvert en 1797 par Vauquelin,

en examinant le plomb rouge de Sibérie, et à cette découverte se rattachent un grand nombre de composés dont la connaissance a singulièrement agrandi le nombre des combinaisons chimiques utiles aux arts.

C'est ainsi qu'on emploie, avec beaucoup de succès, l'oxide vert de chrome, qui fournit la couleur verte la plus solide et une des plus brillantes dans la coloration des émaux et des porcelaines. Le chromate de plomb, ou jaune de chrome, constitue la plus riche et la plus solide des couleurs jaunes minérales.

MOLYBDÈNE, TUNGSTÈNE, COLOMBIUM, VANADIUM, TITANE, TELLURE. — Nous ne faisons que signaler ces métaux dont les propriétés ont les plus grands rapports entre elles, et qui sont communes à celles des métaux de cette section. En traiter particulièrement serait nous éloigner du but que nous nous sommes proposé.

ANTIMOINE. (*Régule d'antimoine, antimoine cru, stibium.*) — Ce métal, décrit pour la première fois par Basile Valentin, est solide, blanc-bleuâtre, très brillant, facile à réduire en poudre, d'une texture lamelleuse, développant une odeur sensible quand on le frotte, d'une densité de 6,7021. Il entre en fusion au-dessous de la chaleur rouge. Quand il est fondu, si on le laisse refroidir lentement, il présente, à la surface du culot, une cristallisation en feuilles de fougère ; si l'antimoine était pur; il ne présenterait plus cette cristallisation et prendrait une texture grenue. Il n'est volatil que dans un courant de gaz.

L'air et l'oxigène humides ne font que le ternir, mais à une température élevée le métal s'oxide facilement en dégageant une lumière assez vive. L'oxide blanc qui en résulte est toujours le protoxide.

Projeté dans du chlore gazeux, l'antimoine s'y enflamme et produit un chlorure ou *beurre d'antimoine.* Le soufre, l'iode, le brome, le phosphore et la plupart des métaux peuvent également s'y combiner.

On trouve l'antimoine à l'état natif, d'oxide, de sulfure et d'oxido-sulfure. Pour l'extraire on se sert de son sulfure : on le grille convenablement à l'air de manière à le transformer en oxide que l'on traite par du charbon ou une matière végétale, ou plus simplement on traite le sulfure par le fer : celui-ci s'empare du soufre et met l'antimoine à nu.

Il est employé à la préparation du kermès, de l'émétique, du soufre doré; il entre dans la composition de l'alliage des caractères d'imprimerie, etc.; autrefois on en faisait de petites balles qu'on appelait pilules perpétuelles; on les rendait telles qu'on les avalait.

Urane, uranium. — En 1787 Klaproth découvrit l'urane dans le minerai qu'on connaissait sous le nom de pech-blende.

Voici les minéraux contenant de l'urane qu'on trouve dans la nature : 1° l'oxidule ou pech-blende, 2° l'hydrate de deutoxide, 3° le sulfate, 4° le phosphate calcifère ou uranite d'Autun, 5° le phosphate aurifère, 6° le carbonate.

C'est un métal trop peu important pour nous arrêter. M. Peligot, en étudiant dernièrement les composés de ce métal, est arrivé à la conclusion que le produit qu'on avait pris jusqu'ici pour de l'urane pur était une combinaison d'un métal qu'il nomme *uranium* et d'oxigène.

Cérium. — Métal extrait, par Klaproth, d'un minerai nommé cérite. — Rare, très peu important.

Bismuth. — Ce métal n'était connu ni des Grecs ni des Romains; mais Agricola, en 1529, en fait mention dans ses écrits. Il se trouve à l'état natif, de sulfure simple ou composé, d'arséniure, de tellurure, de phosphosilicate. On exploite presque toujours le bismuth natif, et comme il est très fusible, il suffit de le chauffer dans des creusets pour obtenir des culots. On emploie le bismuth pour faire le blanc de fard, pour faire les alliages fusibles et pour

préparer quelques émaux. Il est d'un blanc gris un peu rougeâtre, à structure lamelleuse éclatante. Il s'obtient facilement, cristallise en trémies dérivées du cube. Pur il est ductile. Il est peu tenace. Un peu moins dur que le cuivre. Sa densité est de 9,822. Il fond à 247°. Il est volatil à 30° du pyrom. Il se ternit un peu à l'air humide. Il s'oxide facilement par le grillage. Il ne décompose l'eau dans aucune circonstance. Il se dissout dans l'acide nitrique et dans l'eau régale. Il n'est pas sensiblement attaqué par l'acide chlorhydrique et sulfurique. L'acide sulfurique concentré le dissout à chaud. Il se combine directement au soufre et au sélénium. Il a très peu d'affinité pour le phosphore. Chauffé dans le chlore, il s'enflamme et se convertit en chlorure. Il s'allie très bien avec la plupart des métaux.

Cuivre. — *Historique.* — Le cuivre est connu de temps immémorial; il entrait comme partie principale dans la composition des armes et des instruments tranchants des anciens. Les Grecs et les Romains le tiraient de l'île de Chypre, d'où son nom de *cyprium*, et, par corruption, *cuprum.*

État. — Le cuivre se rencontre sous un grand nombre d'états : 1° le cuivre natif qui se trouve en assez grande quantité et a été rencontré jusqu'à présent très pur ; 2° les cuivres oxidés et oxidulés; 3° le groupe le plus nombreux est celui des sulfures simples et composés; 4° les séléniures, arséniures; 5° les sels, sulfate, phosphate, arséniate, silicate, carbonate, chromate. Les minerais existent dans les terrains anciens et dans les terrains secondaires; ils abondent surtout dans le grès rouge.

Pour obtenir le cuivre on peut se servir de son oxide ou de son carbonate que l'on calcine fortement avec du charbon. Le plus souvent on se sert du sulfure que l'on grille à l'air : l'oxigène de l'air brûle le soufre et oxide le métal; on traite ensuite l'oxide par du charbon, à une température élevée.

Propriétés. — Le cuivre est d'un beau rouge éclatant; il cristallise en rhomboèdre par fusion et refroidissement; par la voie humide il cristallise en cubes, ainsi qu'il se trouve dans la nature. Il est plus dur que l'or et l'argent; peu sonore. Après le fer il est le plus tenace des métaux; il tient le troisième rang par rapport à la malléabilité; et le cinquième par rapport à la ductilité. Sa densité, fondu, est de 8,788; étiré, de 8,78; il fond à 27° pyr. Chauffé plus fortement, il produit des vapeurs qui communiquent à la flamme une couleur verte; mais il est extrêmement peu volatil. Il est doué d'une odeur et d'une saveur très désagréables. La plupart de ses combinaisons sont des poisons.

A la température ordinaire l'air sec ne l'altère pas; l'air humide le couvre de vert-de-gris ou *hydrocarbonate cuivrique*. Chauffé à l'air sans être fondu, il se recouvre d'écailles de protoxide; fondu, il s'imbibe du protoxide. Le cuivre ne décompose l'eau à aucune température. L'acide nitrique l'oxide et le dissout; l'acide sulfurique étendu le convertit par l'intermédiaire de l'air en sulfate cuivrique; concentré, il l'attaque avec dégagement d'acide sulfureux. L'acide chlorhydrique attaque le cuivre divisé. Les acides végétaux ne l'attaquent que par l'intermédiaire de l'air; les huiles grasses se comportent comme les acides végétaux. Cette propriété explique cette particularité si connue que les matières alimentaires que l'on fait bouillir dans du cuivre bien décapé ne deviennent vénéneuses en se chargeant de cuivre que par le refroidissement; c'est seulement alors que l'air peut traverser la liqueur, pénétrer jusqu'au cuivre et favoriser sa dissolution.

L'eau qui contient une petite quantité de sel marin agit fortement sur le cuivre; une solution concentrée ne l'attaque pas, parce que celle-ci ne contient pas d'air. Le soufre, le sélénium, le phosphore et l'arsenic se combinent avec le cuivre à l'aide de la chaleur. Le chlore et le

brôme s'y combinent avec dégagement de lumière. Il s'allie avec tous les métaux, excepté le fer et le plomb.

PLOMB. — Désigné par les anciens chimistes sous le nom de Saturne, c'est un des métaux le plus anciennement connus; il fut l'objet de nombreux travaux des alchimistes qui espéraient le convertir en argent.

Le plomb se trouve le plus souvent à l'état de sulfure, quelquefois combiné avec le sélénium et le tellure, quelquefois à l'état de sulfate, carbonate, phosphate, chromate, molybdate, tungstate, arséniate, et à l'état d'aluminate hydraté.

Extraction.—Le minerai de plomb le plus abondant et celui que l'on emploie de préférence est le sulfure (*galène*). Onsépare le soufre : 1° en oxidant et en sulfatisant une portion de sulfure par une légère chaleur, puis en mélangeant du sulfure non grillé, et en élevant la température; il en résulte du gaz sulfureux et du plomb métallique. On répète le grillage et le brassage jusqu'à ce qu'on ait formé un excès d'oxide qu'on réduit par le charbon. Quand le sulfure que l'on traite contient beaucoup de gangues, on a soin de les éliminer en ajoutant des matières susceptibles de former avec elles des combinaisons ; sans cette précaution elles entraîneraient une grande quantité de plomb.

Quand on emploie un minerai pur et que le fer coûte peu, dans le pays d'exploitation, en chauffant du fer avec le sulfure de plomb, on obtient très facilement et très promptement la réduction du plomb.

Propriétés. — Le plomb est d'un blanc bleuâtre éclatant, quand sa surface est nouvelle; il est assez mou pour être rayé par l'ongle. Sa ténacité est très faible; sa dureté est de 11,3803 à 17° ; elle diminue un peu par l'écrouissage, ce qui est le contraire de ce qui arrive avec les autres métaux. Il fond à 334^c; lorsqu'on le chauffe fortement, il se volatilise et répand des fumées visibles dans l'air. Il n'a presque pas de saveur, mais il a une odeur particulière

prononcée. Le plomb se ternit *à l'air*, il devient gris-noir en se couvrant d'une couche de sous-oxide ; fondu, il brûle rapidement et se convertit en protoxide. Il ne décompose point l'eau. Les *acides* non oxidants ne l'attaquent qu'autant qu'il s'oxide par le contact de l'air. L'*acide carbonique* produit même cet effet. L'acide nitrique l'attaque vivement ; l'acide sulfurique lorsqu'il est concentré et bouillant ; l'acide chlorhydrique ne l'attaque point, mais il se forme un chlorure par l'eau régale. Le soufre, le sélénium, le phosphore, l'arsenic se combinent directement avec le plomb. Il s'allie à plusieurs métaux.

Usages. — On fait avec le plomb divers ustensiles, des chaudières ; il entre dans la composition de la soudure des plombiers, des caractères d'imprimerie ; on s'en sert pour l'exploitation des mines d'or et d'argent, etc., etc. Enfin il entre dans la composition de beaucoup de médicaments.

MÉTAUX DE LA 5e SECTION. — Parmi les métaux de cette section, le seul qui mérite de nous occuper est le mercure.

MERCURE. — *Historique* et *usages.* — C'est un des métaux les plus anciennement connus, et un de ceux sur lequel les chimistes se sont le plus exercés. Il a été particulièrement étudié par les alchimistes, qui le regardaient comme de l'argent imparfait et le nommaient *vif argent.* Leurs recherches, quoique dirigées vers un but qu'ils n'ont point atteint, ont cependant donné des résultats d'une grande utilité. On se sert du mercure pour recueillir et mesurer les gaz, pour fabriquer des thermomètres et les baromètres. Allié à l'étain il constitue l'étamage des glaces ; combiné au soufre il est employé en peinture, sous le nom de *vermillon.* En médecine il sert de base à des médicaments d'une grande utilité.

État. — Le mercure existe dans la nature sous huit états principaux : 1° métallique, 2° sulfure, 3° sulfure zincifère,

4° bi-sulfure zincifère, 5° séléniure, 6° protochlorure, 7° iodure, 8° amalgame d'argent.

Extraction. — On traite particulièrement les sulfures dans les mines du Palatinat. On mélange la mine avec de la chaux éteinte, et l'on distille dans des cornues de fonte.

Propriétés. — Le mercure est d'une couleur blanche très éclatante, sans odeur ni saveur. Liquide jusqu'à —39°,44. Solide il se rapproche du plomb par sa malléabilité, sa ductilité et sa ténacité; solide il produit sur les organes la même sensation qu'un corps très chaud. Il bout à 360° ; à 20 il émet sensiblement des vapeurs; à 80 il se volatilise en quantité considérable avec la vapeur d'eau. Solide sa densité est de 14,0191. Liquide à 17° 13,5886. L'eau ne paraît pas l'oxider, quoiqu'il s'y ternisse peu à peu. Chauffé à 350, il absorbe l'oxigène et forme l'oxide rouge. Il ne décompose point l'eau. L'acide nitrique le dissout à froid. L'acide sulfurique concentré le dissout à l'aide de la chaleur. Les acides sulfureux et phosphorique ne l'attaquent pas. L'acide chlorhydrique ne l'attaque pas. Le soufre, le phosphore, l'arsenic, le chlore, s'unissent directement au mercure. Il s'allie à un grand nombre de métaux; ses alliages se nomment *amalgames*.

Osmium, iridium, rhodium, palladium. — Ces quatre métaux se trouvent dans la mine de platine. L'*osmium* fut découvert en 1803 par Tennant; c'est une poudre noire ou une masse agglomérée d'un blanc tirant sur le bleu-grisâtre. — L'*iridium* fut découvert en 1803 par Descostils et Tennaut ; on lui donna ce nom à cause de la variété de couleur de ses dissolutions ; il est gris-blanchâtre ; densité 15,68. — Le *rhodium* fut découvert en 1804 par Wollaston ; on lui donna ce nom parce que beaucoup de ses dissolutions sont roses; il est blanc; densité 10,65. — *Palladium.* Ce beau métal fut isolé en 1803 par Wollaston ; il est d'un blanc argentin ; sa densité est de 11,3.

MÉTAUX DE LA 6e SECTION. — Les métaux de la sixième section n'absorbent l'oxigène à aucune température, et ne décomposent l'eau ni à chaud ni à froid. La chaleur seule réduit leurs oxides.

ARGENT. — L'argent a été connu dans les temps les plus reculés; on le rencontre dans la nature sous un assez grand nombre d'états: 1° argent natif; 2° argent sulfuré; 3° sulfuré, sélénié, telluré, arsénié, combiné avec plusieurs autres métaux; 4° chlorure iodure; 5° allié à l'or, à l'antimoine, au mercure; 6° à l'état de carbonate. Il se trouve encore en très petite proportion dans la plupart des sulfures de plomb, de cuivre, d'arsenic.

Extraction. — Les procédés que l'on suit pour extraire l'argent sont très variés, suivant la nature des mines. Ces procédés consistent à réduire l'argent à l'état métallique, à l'allier au plomb ou au mercure. On le sépare du premier par la *coupellation*, opération qui consiste essentiellement à oxider le plomb sous l'influence de la chaleur, et du second, en distillant l'amalgame; le mercure se distille et l'argent reste. Ainsi obtenu, il n'est point chimiquement pur. Voici comme on peut l'obtenir exempt de métaux étrangers. On forme du chlorure d'argent en précipitant le nitrate d'argent par le sel marin; on le lave bien avec de l'eau bouillante, on fait fondre dans un creuset deux fois autant de potasse, et quand elle est liquide on y jette peu à peu le chlorure qui se réduit en dégageant de l'oxigène et de l'acide carbonique; on chauffe ensuite jusqu'au point de fusion et on trouve un culot d'argent pur.

Propriétés. — Il est d'un blanc pur très éclatant; il cristallise en octaèdres ou en cubes; il n'a ni odeur ni saveur. Après l'or c'est le plus malléable et le plus ductile des métaux. Sa densité est de 10,4743, il fond à 22° p. W. Très peu volatil. L'air ne l'oxide pas. Lucas a montré que fondu il absorbe de l'oxigène, en quantité qui s'élève, selon M. Gay-Lussac, à 22 fois son volume, mais il l'aban-

donne en totalité par le refroidissement spontané. Une très petite proportion d'or ou de cuivre lui fait perdre cette propriété. L'acide nitrique l'attaque facilement, l'acide sulfurique ne l'attaque que concentré. L'acide chlorhydrique l'attaque sensiblement. Les acides végétaux sont sans action sur lui. Les alcalis caustiques, les carbonates ou nitrates alcalins ne l'attaquent point lorsqu'il est pur. Il se combine directement avec le soufre, le phosphore, l'arsenic. A l'aide de la chaleur il décompose le gaz sulfhydrique ; il s'allie avec un grand nombre de métaux, mais non avec le cobalt et avec le fer.

Usages. — En raison de la propriété qu'a l'argent d'être inaltérable, on en fait une foule de vases et de bijoux ; il forme la majeure partie de notre monnaie. En médecine on l'emploie à l'état d'azotate.

Or. — Connu de tout temps, l'or est un métal solide, jaune, très brillant, inodore, insipide. C'est le plus ductile et le plus malléable de tous les corps. Réduit en lame de $0^{m},00009$ d'épaisseur, il est transparent et laisse passer une lumière d'un vert bleuâtre. Il est très tenace et peu dur. Sa pesanteur spécifique = 19,257. Il est moins fusible que l'argent. Il n'est pas volatil.

L'oxigène et l'air ne l'altèrent nullement, soit à chaud, soit à froid. Quelques chimistes pensent que par une forte décharge électrique on parvient à l'oxider ; du moins l'or, soumis à cette influence, se transforme-t-il en une poudre purpurine, qui n'est que de l'or divisé d'après Buisson.

Tous les métalloïdes ont été unis à l'or, à l'exception du bore, du silicium, du carbone et de l'azote. Un grand nombre de métaux peuvent se combiner à l'or et former des alliages dont quelques uns offrent de l'intérêt.

L'or ne se trouve qu'à l'état natif, ou combiné avec un peu d'argent, de cuivre et de fer. On le rencontre assez souvent dans des sables qui portent, à cause de cela, le nom de *sables aurifères.* Pour l'obtenir, on lave les sables

aurifères, et l'on en sépare l'or que l'on amalgame et que l'on sépare du mercure par la distillation. Quand l'or est engagé dans une gangue, on la broie avec du mercure qui s'amalgame à l'or. On soumet ensuite l'amalgame à la distillation.

L'or sert à faire des vases et des bijoux plus précieux que ceux que l'on fait en argent; il est employé à la fabrication de nos monnaies. En le précipitant de sa dissolution nitro-hydrochlorique par le chlorure d'étain, on obtient le *Pourpre de Cassius;* et en traitant la même dissolution par le sulfate de protoxide de fer, on obtient la poudre d'or, avec laquelle on dore la porcelaine.

Platine. — Connu vers l'année 1735, ce n'est que depuis trente ans qu'on est parvenu à agglomérer et à forger le platine en éponge; avant cela on employait l'action de l'arsenic pour l'agglomérer. En 1752, Scheffer avait annoncé ce procédé, qui fut pratiqué et perfectionné par Willis, Margraf, Guyton, etc. Ce fut l'orfèvre Zanetti qui exerça le premier en grand l'art de fabriquer des objets en platine. Le platine est un corps solide, presque aussi blanc que l'argent, très brillant, très ductile et très malléable; il est très mou, au point que l'ongle peut le rayer. Sa ténacité est grande, et sa pesanteur spécifique de 21,53, pesanteur plus grande que celle de tous les corps connus. Il n'est fusible qu'à l'aide du chalumeau à gaz.

L'oxigène et l'air n'ont aucune action sur lui, ni à froid ni à chaud. Cependant, au moyen d'une forte décharge électrique, on parvient à l'oxider.

Le bore, le soufre, le sélénium, le phosphore, l'iode, le brome et le chlore se combinent facilement au platine; il en est de même de la plupart des métaux: on remarque surtout que l'iridium et l'osmium le rendent très dur.

Nous ne reviendrons pas sur la propriété qu'il a d'enflammer l'hydrogène lorsqu'il est réduit en éponge (voy. art. hydrogène). Nous dirons seulement ici que M. Liebig

a reconnu au *noir de platine* (platine en poudre) la propriété d'absorber les gaz à la manière du charbon.

Etat naturel, extraction. — On ne trouve le platine qu'en combinaison avec le fer, le plomb, le cuivre, et avec le rhodium, l'iridium, le palladium, l'osmium, etc. Pour l'isoler, on dissout ces combinaisons dans l'eau régale. On verse ensuite du chlorhydrate d'ammoniaque dans la dissolution ; il se fait aussitôt un précipité formé de chlorure de platine et de chlorhydrate d'ammoniaque. On le recueille et on le calcine ; par cette opération, le chlorhydrate d'ammoniaque ainsi que le chlore du chlorure se dégagent, et laissent pour résidu le platine à l'état spongieux. Il est assez difficile de le forger ; cependant, en l'alliant à un peu d'arsenic qui le rend un peu plus fusible, on n'a plus qu'à le chauffer convenablement au contact de l'air pour faire passer l'arsenic à l'état d'acide arsénieux qui se volatilise, pendant que le platine qui reste a acquis la propriété de se laisser forger.

Usages. — Le platine, en raison de son inaltérabilité et de son infusibilité, est précieux pour la préparation de différents instruments employés en chirurgie ou dans les laboratoires de chimie. On s'en sert pour faire la lumière des canons de fusils et pour revêtir le fond des bassinets.

§ VI. Des alliages.

Nous avons vu que les métaux pouvaient se combiner les uns avec les autres, et que les composés qui en résultaient portaient le nom d'*alliages.* Quand le mercure entre en combinaison avec un métal, on donne à ce produit le nom d'*amalgame.*

Les chimistes ne sont pas d'accord pour savoir si les métaux se combinent entre eux pour former des combinaisons définies, comme cela a lieu pour les oxides, les sels, etc.

Les uns admettent qu'ils se combinent en proportions déterminées; les autres, au contraire, veulent que la combinaison se fasse en toutes proportions. Cependant on peut croire que les alliages cristallisés sont formés d'après la loi qui préside à la combinaison de tous les corps.

Propriétés physiques. — Les alliages offrent la plupart des propriétés physiques communes aux métaux; tous sont solides, à l'exception de l'alliage de potassium et de sodium, et des amalgames avec excès de mercure; ils sont brillants, à moins qu'ils ne soient en poussière trop fine; ils ont une couleur qui leur est propre; ils sont opaques et possèdent une densité qui participe de celle des métaux constituant l'alliage; tous cristallisent plus ou moins bien. Quelques uns ont une odeur particulière; d'autres sont très sonores et très élastiques. Comme les métaux, ils conduisent très bien le calorique et le fluide électrique.

Dureté des alliages. — Une propriété remarquable des alliages, c'est d'être plus durs, plus cassants, plus aigres et moins ductiles que ne le sont, terme moyen, les métaux qui les composent. On peut dire, en général, que les alliages formés par des métaux cassants le sont aussi sans exception; que ceux qui sont formés par un métal ductile et un métal cassant sont cassants quand les deux métaux sont en proportions égales, et qu'ils ne participent au contraire des propriétés d'un métal ductile que quand celui-ci y est très prédominant. Les métaux ductiles donnent eux-mêmes, en se combinant, lieu à des alliages cassants, à moins que l'un des deux métaux ne soit le plus souvent très prédominant. Il paraît que les métaux, en s'unissant, diminuent ou augmentent de volume, en sorte que leur densité est très variable.

Décomposition des alliages par la chaleur. — Soumis à l'action du feu, les alliages s'échauffent rapidement, se dilatent et entrent en fusion. On remarque que l'alliage est

toujours plus fusible que le métal le moins fusible qui le compose. Quand les métaux qui servent à le former sont fusibles à peu près au même degré, l'alliage est toujours plus fusible que celui qui se fond le plus promptement. Les alliages qui contiennent des métaux volatils se décomposent toujours en tout ou en partie quand on les soumet à l'action d'une température élevée. Ainsi les amalgames perdent leur mercure totalement pendant que les alliages d'arsenic, de potassium, de tellure, de cadmium, de zinc ne se décomposent qu'en partie.

Action de l'air. — L'oxigène et l'air agissent sur les alliages comme sur leurs métaux séparés, seulement l'action est moins vive. Si l'un des deux métaux est très oxidable, et que l'autre ne le soit pas, on peut très facilement les séparer en oxidant le premier ; exemple, plomb et argent.

Plusieurs alliages se trouvent naturellement formés. On les prépare en fondant les métaux dans un creuset, et agitant le mélange après sa fusion. On coule ensuite l'alliage dans des moules ou dans une lingotière.

Quand le potassium ou le sodium entre dans la combinaison, on le place au fond d'un tube où doit se faire la combinaison, et on le recouvre des autres métaux ; on chauffe ensuite graduellement le tube.

Beaucoup d'alliages sont usités dans les arts ; nous détaillerons leurs usages, en parlant des plus employés.

Amalgame d'étain. —Il est liquide, un peu moins coulant que le mercure ; la chaleur le décompose. Il n'absorbe que difficilement l'oxigène, et s'obtient en chauffant une partie d'étain et une de mercure.

Une partie d'étain et trois de mercure donnent un amalgame mou, facilement cristallisable. Parties égales donnent un amalgame solide.

On se sert de cet *amalgame pour faire les glaces* ; à cet effet, on étend sur une table bien horizontale une feuille d'étain ; puis on verse dessus une certaine quantité de

mercure. On glisse alors une glace de manière à couper la couche de mercure en deux, et enfin on la charge de poids. L'amalgame, en se formant, adhère fortement aux parois de la glace, et lui donne la propriété de réfléchir les objets.

Amalgame de bismuth. — En partie liquide et en partie cristallisé, fondant facilement, s'attachant aux corps qu'il touche, se décomposant par la chaleur, et s'obtenant comme le précédent.

Il est employé à étamer les globes de verre. On y parvient en fondant ensemble une partie de bismuth et quatre parties de mercure, le versant encore chaud dans les globes bien secs et encore chauds, et promenant l'amalgame sur toutes les parties du globe. Une portion se solidifie, et produit un bel étamage.

Étain et fer. — Ils s'allient directement, lorsqu'on chauffe leurs oxides avec le charbon; une très petite quantité de fer suffit pour altérer la blancheur de l'étain et le rendre sensible à l'action du barreau aimanté.

Étain et antimoine. — Ils s'allient très bien; les alliages sont aussi blancs que l'étain, mais beaucoup plus durs et moins ductiles. On fabrique des ustensiles d'étain avec l'alliage de 0,80 d'étain et 0,20 d'antimoine.

Alliages de zinc et d'étain. — Ils sont ductiles pourvu que le zinc soit exempt de fer ; à parties égales il est presque aussi tenace que le laiton.

Étain et plomb. — Ils s'allient avec dilatation ; ils sont plus durs et moins blancs que l'étain. Il y en a de plus fusibles que l'étain ; l'*alliage* ou *soudure des plombiers*, composé d'un atome de l'un et de l'autre métal, est dans ce cas; sa densité est de 9,5535. L'étain garantit le plomb de l'oxidation par les acides faibles. Vauquelin a vu que l'alliage qui ne contient que 0,17 de plomb n'est attaqué ni par le vin ni par le vinaigre, et peut être employé à faire des ustensiles, mais il se ternit beaucoup plus

promptement qu'un alliage qui ne contient que 0,08 à 0,10 de plomb.

CUIVRE ÉTAMÉ. — Il n'est autre que du cuivre sur lequel on a appliqué une couche très mince d'étain. Pour y parvenir, on chauffe la pièce à étamer, et on la frotte avec une étoupe après l'avoir saupoudrée de sel ammoniac qui la décape; alors on chauffe de nouveau le cuivre, et on étend dessus une couche d'étain fondu, que l'on peut recouvrir de résine, afin que l'étain ne s'oxide pas. On doit continuer de frotter jusqu'à ce que l'étain soit bien étendu.

Dans cet étamage, l'étain ne s'allie point au cuivre: il n'est tout simplement que superposé, de là vient qu'il ne dure pas très long-temps.

L'étain, uni à 1/8 de fer, forme un étamage plus solide que l'étain pur.

FER-BLANC. — Ce n'est autre chose que du fer réduit en feuilles, dont les deux surfaces sont recouvertes d'une couche d'étain. A cet effet, on désoxide la lame de fer; on la plonge dans un bain de suif, puis dans un bain d'étain couvert de suif fondu; on n'a plus alors qu'à faire quelques opérations, dont le but est de rendre plus égale la couche d'étain qu'il recouvre.

Lorsque l'on expose pendant quelque temps une feuille de fer-blanc à l'action d'une liqueur formée d'acide chlorhydrique 3 parties, d'acide azotique 2 parties, et d'eau 8 parties, puis qu'on la lave, on obtient un produit qui est connu sous le nom de *moiré métallique*. Dans cette opération, on ne fait que dissoudre la couche superficielle d'étain qui recouvrait les couches formées par une multitude de cristaux. Pour obtenir les moirés de diverses couleurs, il suffit de recouvrir les feuilles d'un vernis de la couleur de celle qu'on désire. On préserve en même temps la feuille de toute oxidation.

FER ET ZINC. (*Fer galvanisé.*) — On obtient ce produit, qui a été nouvellement introduit dans l'industrie, en

plongeant des parties de fer bien décapées dans du zinc fondu, il se forme à la surface un alliage qui préserve le fer de l'oxidation ; il paraît d'après de nouvelles recherches que le fer ainsi zincé possède comme l'acier, par rapport au magnétisme, des propriétés coercitives.

ALLIAGE DE CUIVRE ET DE NICKEL. — Deux atomes du premier, 1 atome du second. On obtient un alliage fusible, ductile, tenace, d'un beau gris de platine.

ALLIAGES DE CUIVRE, NICKEL ET ZINC. — Ces alliages, très usités en Chine, sont connus sous le nom de *pakfung, toutonague, cuivre blanc*. Ils sont presque aussi blancs que l'argent. Selon Gersdorff les alliages composés comme il suit :

Cuivre,	0,50 —	0,55 —	0,60 —	0,57
Nickel,	0,25	0,20 —	0,20 —	0,20
Zinc,	0,25	0,25 —	0,20 —	0,20
Plomb,				0,03

sont propres : le premier à la fabrication des cuillères, fourchettes ; le second à faire des garnitures de couteaux, mouchettes, etc. ; le troisième à préparer les objets laminés ; le dernier à fabriquer les objets qui doivent être soudés tels que chaudières, éperons.

MAILLECHORT. — Cet alliage, fabriqué à Paris, est d'une très belle couleur blanche, imitant bien l'argent ; il contient : cuivre, 0,652, — nickel, 0,168, — zinc, 0,130, — fer, 0,034, — étain cobalt, 0,002. — L'addition de fer rend les alliages beaucoup plus blancs, mais en même temps plus aigres.

ALLIAGES DE CUIVRE ET D'ÉTAIN. — Ils étaient très employés par les anciens qui s'en servaient pour faire leurs armes ou leurs instruments aratoires. On s'en sert pour faire les *alliages des cloches, des canons*, et pour faire les objets moulés. — Le *bronze* ou *airain* qui sert pour les canons contient 0,080 à 0,12 d'étain ; le bronze pour statues contient 0,20 d'étain. C'est aussi la compo-

sition du *tam-tam* ou *gonz* des Chinois, dont la densité est de 8,933. M. d'Arcet a reconnu qu'il peu être forgé à une très basse température, qu'il acquiert par la trempe assez de ductilité pour être travaillé au marteau; et que, si on le laisse refroidir lentement après l'avoir chauffé jusqu'à un certain degré, il devient dur, cassant et extrêmement sonore.

Alliages de zinc et de cuivre. — Ils sont d'un grand usage et connus sous le nom de *laiton*, *cuivre jaune*, *or de Manheim*, *métal du prince Robert*, *chrysocale*. — Le zinc pâlit la couleur du cuivre; dans de certaines limites il donne un beau jaune d'or, en plus grande proportion il donne le jaune verdâtre; et enfin, lorsqu'il entre pour moitié dans l'alliage, il est gris-bleuâtre. Voici la composition du meilleur laiton de *Jemmapes :* cuivre, 0,641, zinc, 0,336, plomb, 0,020, étain, 0,003. Le chrysocale contient peu de zinc; cuivre, 0,81, zinc, 0.080, étain, 0,005. On fabrique en Angleterre un alliage triple recherché pour faire des couteaux, pour enlever la couleur des cylindres, pour imprimer les étoffes; cuivre, 0,815, zinc, 0,105, étain, 0,080.

Alliage d'antimoine et de plomb. (*Caractères d'imprimerie.*) — Solide, malléable, beaucoup plus dur que le plomb, fusible au-dessous du rouge cerise, absorbe l'oxigène à une température élevée, en formant un *antimonite de plomb.* On l'obtient en fondant 20 parties d'antimoine et 80 de plomb; quelquefois on y ajoute quelques centièmes de cuivre. On s'en sert pour faire les caractères d'imprimerie.

Alliages d'argent et de cuivre. — Les différents alliages de cuivre et d'argent employés sont blancs, moins ductiles et plus fusibles que l'argent, n'absorbant l'oxigène qu'à une température élevée, et alors le cuivre s'oxide, tandis que l'argent reste pur. Pour obtenir l'alliage le plus employé, on fond dans un creuset 9 parties d'argent et 1 de cuivre.

C'est avec cet alliage qu'on fait en France toute la monnaie d'argent.

Si, au lieu des proportions précédentes, on emploie 4 parties de cuivre sur une d'argent, on obtient l'alliage des petites pièces de 10 centimes ou la monnaie de *billon*. Celui que l'on emploie pour les ouvrages d'orfévrerie est formé de 9 parties et demie d'argent et d'une demi-partie de cuivre, quand on doit en faire des couverts et de la vaisselle, au lieu que celui que l'on destine à la fabrication des bijoux, etc., est formé de 8 parties d'argent et de 2 de cuivre.

Les différentes quantités d'argent qui composent l'alliage constituent son *titre*, qui est d'autant plus élevé que l'alliage est plus riche en argent. Ainsi on dit de l'argent de monnaie qu'il est au titre de 900/1000 ; celui de billon au titre de 200/1000, et celui qu'emploient les orfévres, tantôt au titre de 950/1000, tantôt à celui de 800/1000.

Essai des alliages de cuivre et d'argent. — Ces analyses sont souvent indispensables pour déterminer le titre de ces alliages employés pour les monnaies ou pour la bijouterie. Il est un procédé très anciennement connu sous le nom de *coupellation*, qui a pour but de séparer de l'or ou de l'argent les métaux étrangers, en chauffant fortement l'alliage dans un vase appelé *coupelle*, qui est composé de matière qui absorbe les oxides étrangers qui se forment et le métal noble reste seul et brillant. Pour que le départ des métaux étrangers puisse s'effectuer, il est indispensable d'allier la matière que l'on veut essayer avec une certaine proportion de plomb, dont l'oxide, en se formant, entraîne les oxides des métaux étrangers. Le bismuth peut être substitué au plomb. La coupellation exige, comme condition indispensable, que les scories aient la faculté de s'imbiber dans la coupelle. Ce mode d'analyse, remarquable par sa grande simplicité, ne donne point des résultats d'une exactitude suffisante.

Un nouveau procédé, dit par la voie humide, a été in-

troduit dans le laboratoire du bureau de garantie par M. Gay-Lussac. Le nouveau procédé consiste à déterminer le titre des matières d'argent par la quantité d'une dissolution de sel marin titrée, nécessaire pour précipiter exactement l'argent contenu dans un poids donné d'alliage. Ce procédé est fondé sur les principes suivants. L'alliage, préalablement dissous dans l'acide nitrique, est mêlé avec une dissolution titrée de sel marin qui précipite l'argent à l'état de chlorure, composé tout-à-fait insoluble dans l'eau et même dans les acides. La quantité du chlorure d'argent précipité est déterminée par le volume de la dissolution titrée de sel marin nécessaire pour précipiter exactement l'argent dissous dans l'acide nitrique. On reconnaît facilement le terme de la précipitation complète de l'argent à la cessation de toute nébulosité; lorsqu'on verse graduellement la dissolution de sel marin dans la dissolution de nitrate d'argent, 1 mill. de métal est rendu très sensible dans un poids de liquide de 100 gram.; on distingue même encore très bien 1/2 et jusqu'à 1/4 de mill., pourvu qu'avant l'addition du sel marin la liqueur soit parfaitement limpide. En agitant vivement pendant une minute ou deux le liquide rendu laiteux, on le clarifie suffisamment pour qu'on puisse apprécier, après quelques instants de repos, le trouble que pourrait y produire l'addition de 1 mill. d'argent.

En supposant qu'on opère sur 1 gram. d'argent pur, la dissolution de sel marin doit être telle qu'il en faille 100 gram. si l'on mesure en poids, et 100 centilit. si l'on mesure en volume pour précipiter exactement tout l'argent. Cette quantité de dissolution est divisée en 1000 parties appelées *millièmes* Le titre d'un alliage est donné par le nombre de millièmes de dissolution de sel marin nécessaire pour précipiter l'argent contenu dans 1 gramme de cet alliage.

Alliage d'or et de cuivre. — D'un beau jaune d'or,

moins ductile, plus dur et plus fusible que l'or, n'absorbe l'oxigène qu'à une haute chaleur; alors le cuivre s'oxide et l'or s'épure. On l'obtient en fondant ensemble 9 parties d'or et 1 de cuivre. C'est le seul titre qui soit employé à la fabrication de la monnaie d'or. Quant aux vases et ornements d'or, les titres varient : ainsi les uns sont à celui de 920/1000, les autres de 840/1000, enfin d'autres à celui de 750/1000; d'où trois titres pour les ouvrages d'or, pendant que ceux d'argent n'en ont que deux.

Vermeil. — On donne le nom de vermeil à de l'argent que l'on a doré avec un amalgame d'or. On fait avec lui une foule de vases, de couverts, etc.

Alliage fusible dans l'eau bouillante. — Cet alliage est d'un gris de plomb; fusible à 90°, par conséquent, dans l'eau bouillante ou la vapeur. Pour l'obtenir, il suffit d'unir par la fusion 3 parties d'étain, 8 de bismuth et 5 de plomb. On s'en sert pour clicher les médailles. En y ajoutant un peu de mercure, il devient beaucoup plus fusible, et peut servir à faire des injections anatomiques.

§ VII. Des oxides métalliques en général.

Historique. — Les oxides métalliques sont des combinaisons binaires qui résultent, comme l'indique leur nom, de la combinaison de l'oxigène avec les métaux. Les anciens les connaissaient sous le nom de *chaux métalliques*, et les regardaient comme des métaux dépourvus de phlogistique que le charbon leur rendait par la calcination. Leur histoire, commencée par Lavoisier, a été complétée par plusieurs chimistes, parmi lesquels il faut citer MM. Davy et Berzélius.

Classification. — Les oxides sont généralement divisés en autant de sections que les métaux, et d'après le même ordre que les métaux qu'ils ont pour radical. Cependant on

peut encore les classer, d'après les propriétés qu'ils possèdent, en quatre classes bien distinctes.

1° Certains oxides jouissent de propriétés acides bien marquées, et se combinent très bien avec les bases; on leur a donné le nom d'acides métalliques, tels sont les acides arsénique, arsénieux, chromique, antimonique, antimonieux, tungstique, molybdique, etc.

2° D'autres oxides jouissent des propriétés basiques; ce sont les oxides proprement dits, et ceux-ci se combinent très bien aux acides.

3° Quelques uns ne se combinent ni aux bases ni aux acides : ils sont *neutres* ou *indifférents;* de là, le nom d'*oxides indifférents* qu'on leur a donné.

4° Enfin, il est des oxides qui ne se combinent aux acides qu'après avoir perdu une certaine quantité d'oxigène; on leur a donné le nom d'*oxides singuliers*, en raison de cette manière de se comporter avec les acides; tels sont les bi-oxides de manganèse, de baryum, le peroxide de potassium, de sodium, etc.

Ces différentes dénominations étaient utiles à connaître parce qu'on en fait souvent usage.

Propriétés physiques. — Les oxides sont solides, cassants, ternes, de couleur qui varie beaucoup; ils sont inodores et insipides, excepté ceux de la première section ou ceux qui sont solubles. Plus pesants que l'eau et moins que le métal qui les forme, à moins que ce ne soit le potassium ou le sodium. Aucun n'a d'action sur la teinture de tournesol; quelques uns la ramènent au bleu, si elle a été rougie par un acide. Les oxides de la première section et celui de magnésium verdissent le sirop de violette et rougissent la couleur jaune du curcuma.

Action de la chaleur. — La chaleur agit de différentes manières sur les oxides : réduit ceux des deux dernières sections, elle n'altère pas ceux de la deuxième; parmi les oxides de la première, troisième et quatrième section,

aucun ne peut être entièrement réduit par la chaleur ; seulement quelques uns perdent une portion d'oxigène, et passent à un degré inférieur d'oxidation ; tels sont les bioxides de calcium, strontium, manganèse, plomb, sesquioxide de sodium, urane, cobalt, etc. ; seulement la température à laquelle se fait cette déperdition varie. Aucun oxide n'est volatil, si ce n'est quelques oxides qui jouent le rôle d'acides, tels que le peroxide d'osmium et l'acide arsénieux. Cependant le protoxide d'antimoine est volatil. Il en est quelques uns qui se fondent facilement.

Action de la lumière. — La lumière n'agit tout au plus que sur ceux de la sixième section, ce qui n'est pas bien démontré ; on prétend pourtant que telle est l'action qu'elle exerce sur l'oxide d'or.

Action de l'électricité. — Tous les oxides peuvent être décomposés par une pile de 100 paires ; dans ce cas, l'oxigène se dégage au pôle positif, et le métal réduit se rend au pôle négatif. Cependant les oxides de la deuxième section ne se réduisent qu'au moyen d'un appareil imaginé par M. Becquerel ; encore n'obtient-on le métal qu'à l'état d'alliage.

Action de l'aiguille aimantée. — Parmi les oxides il n'y a que le protoxide de fer et l'oxide de fer composé (FO, F^2O^3) qui soient sensibles à l'action de l'aiguille aimantée.

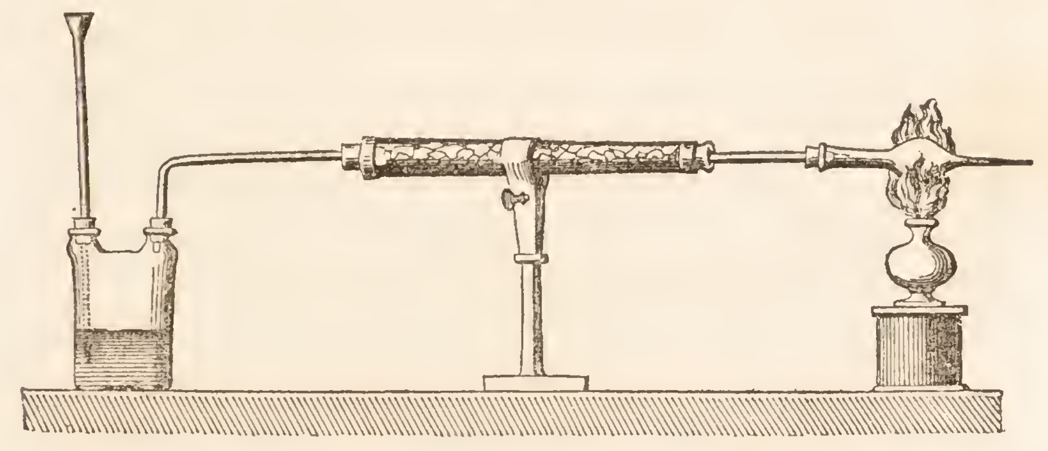
Action de l'oxigène. — Les protoxides de cobalt, de fer, de manganèse et quelques autres peuvent absorber l'oxigène à la température ordinaire, et se suroxider, pourvu qu'ils soient hydratés ; d'autres, tels que les protoxides de potassium, de baryum, etc., n'absorbent l'oxigène qu'à une température élevée ; mais il faut que ce gaz soit bien sec. Beaucoup d'oxides, exposés au contact de l'air, absorbent de plus l'acide carbonique que ce fluide contient.

Action de l'hydrogène. — L'hydrogène ne réduit les oxides qu'à une haute température, encore n'a-t-il pas

d'action sur les oxides terreux et sur les protoxides alcalins. Dans tous les cas il se forme de l'eau, et le métal est mis à nu.

Cette réaction est souvent mise à profit pour ramener plusieurs oxides à l'état métallique : l'appareil dans lequel cette opération s'exécute consiste (fig. 32) en un flacon bitubulé contenant du zinc dans lequel on verse par un tube à entonnoir de l'acide sulfurique étendu d'eau ; le gaz hydrogène se dégage par le tube recourbé, puis il traverse un gros tube droit rempli de chlorure de calcium fondu, corps destiné à enlever l'eau que l'hydrogène entraîne avec lui. Ce gaz ainsi desséché arrive dans une ampoule qui contient l'oxide métallique chauffé au rouge au moyen d'une lampe à alcool. Le métal ainsi réduit jouit quelquefois de propriétés particulières. Ainsi on peut obtenir du fer métallique spontanément inflammable avec le contact de l'air.

Fig. 32.



Action du carbone. — Le carbone, à une température élevée, décompose tous les oxides métalliques, excepté ceux de la 2e section, et les protoxides de baryum, de strontium, de calcium et de lithium. Le carbone, en s'unissant à l'oxigène, forme ou de l'oxide de carbone, ou de l'acide carbonique, et toujours le métal est réduit. C'est même à l'aide de ce métalloïde et du précédent qu'on réduit dans les arts une bonne partie des métaux usités.

Action du phosphore et du soufre. — Le phosphore et le soufre ont deux manières d'agir, selon qu'on opère par la voie sèche ou la voie humide. Dans le premier cas, le métalloïde réduit une portion de l'oxide, s'empare de son oxigène pour former l'acide le plus oxigéné qui se combine avec l'oxide non décomposé, à moins que celui-ci ne soit décomposable à la température à laquelle on opère, pendant que le métal, réduit avec une portion de métalloïde, forme par cette union un *phosphure* ou un *sulfure.* Si l'on opère au contact de l'eau, la même décomposition se fait; mais au lieu des acides les plus oxigénés, il ne se fait avec le phosphore que peu d'acide phosphorique, et un hypophosphite ; dans ce cas, l'eau est en même temps décomposée, de là un dégagement de sesqui-phosphure d'hydrogène. Si l'on a employé le soufre, on obtient un hypo-sulfite et un sulfure sulfuré ou polysulfure.

Action de l'iode. — Les oxides de potassium, de sodium, de bismuth et de plomb, sont décomposés à sec et à une température élevée par l'iode, l'oxigène se dégage et l'iode s'unit au métal.

Les protoxides d'étain et de cuivre passent à l'état de peroxide, tandis qu'une portion de métal se combine à l'iode. Il paraît s'unir aussi à la baryte, la strontiane et la chaux, et être sans action sur les autres oxides.

Par l'intermède de l'eau, il se forme toujours un iodate aux dépens de l'oxigène de l'acide, et un iodure par la combinaisson du métal réduit et d'une partie de l'iode.

Action du chlore. — Le chlore a sur les oxides une action qui mérite quelque attention. Si l'on fait passer un courant de chlore sur un oxide métallique, exposé dans un tube horizontal placé et porté au rouge, on remarque que l'oxigène est dégagé et que le chlore se substitue à sa place. Il ne paraît y avoir que les oxides de la 2e section qui soient exceptés de cette règle.

Si, au lieu d'agir ainsi, on fait passer un courant de

chlore dans une eau tenant en dissolution ou en suspension un oxide, celui-ci sera en partie décomposé ; son métal mis à nu formera un chlorure avec une portion de chlore ; et son oxigène, s'unissant à une partie du chlore, formera de l'acide hypo chloreux qui s'unira à l'oxide non décomposé. Si la dissolution est concentrée, ou si la chaleur s'élève pendant la réaction, alors une portion d'oxigène, au lieu de se combiner avec une nouvelle proportion de chlore pour former un hypo-chlorite, s'unira à l'acide hypo-chloreux, déjà formé pour le faire passer à l'état d'acide chlorique ; de là la présence des chlorates dans les produits de ces sortes de réactions.

Action des métaux. — L'action des métaux sur les oxides métalliques dépend de leur affinité réciproque pour l'oxigène. Si donc le métal appartient aux premières sections, et l'oxide, au contraire, aux dernières, le métal pourra décomposer l'oxide, s'emparer de son oxigène et réduire l'autre métal : celui-ci, rendu libre, pourra, dans beaucoup de circonstances, se combiner au métal décomposant, si ce dernier s'y trouve en excès ; il résulte de cela que le potassium, le sodium et les autres de la 1re section pourront décomposer tous les oxides, à l'exception de ceux de la 2e section. Quelquefois ces décompositions ne sont que partielles ; c'est quand le métal décomposant ayant une affinité pour l'oxigène à peu près égale à celle du métal de l'oxide, cet oxide se trouve porté au *summum* d'oxidation ; alors l'autre métal s'empare de l'excès d'oxigène. Cette décomposition partielle peut encore être sollicitée par une foule de causes que nous ne croyons pas devoir rapporter ici.

Action de l'eau. — Parmi les oxides métalliques, il n'y a que ceux de la 1re section qui se dissolvent dans l'eau ; les protoxides de fer, de manganèse et d'étain la décomposent en s'emparant de son oxigène. Quelques uns, au contraire, se décomposent en s'y dissolvant : ce sont les per-

oxides de potassium et de sodium, et les bi-oxides de baryum, de strontium et de calcium.

Mais la plupart des oxides peuvent contracter des combinaisons avec l'eau et former des *hydrates*, sortes de sels dans lesquels l'eau joue le rôle d'acide, et formés dans de telles proportions, que l'oxigène de l'eau est en quantité égale à celle de l'oxigène que contient l'oxide. Ces combinaisons se font le plus souvent avec un dégagement de chaleur assez considérable, témoin la chaux que l'on éteint et qui développe, en se combinant à l'eau, une chaleur que l'on estime à plus de 300°. L'eau, en se combinant avec un oxide, lui donne quelquefois une couleur bien différente, comme on en a des exemples dans l'hydrate de bi-oxide de cuivre, qui est bleu; dans celui de protoxide de cobalt, qui est bleu-violet; celui de protoxide de nickel qui est vert-pré, etc.

Action des acides. — Tous les oxides métalliques *basiques* se combinent avec les acides et forment des sels que nous étudierons plus tard. L'action des hydracides, qui est particulière, a été suffisamment exposée plus haut, à l'article Hydracide. Nous n'y reviendrons donc pas.

Composition. — Tous les oxides sont soumis, pour leur composition, à la loi des proportions multiples, comme nous l'avons démontré page 19. Supposant constante la quantité du métal, les quantités d'oxigène qui forment les différents oxides d'un même métal sont ordinairement entre elles comme les nombres 1, 1 1/2, 2, 3, 4.

Etat naturel. — On ne trouve dans la nature qu'un petit nombre d'oxides à l'état libre, presque toujours on les trouve combinés à un acide ou à d'autres oxides.

Préparations. — Il existe plusieurs procédés pour obtenir les oxides :

1° En calcinant à l'air ou dans l'oxigène les métaux des quatre premières sections et le mercure;

2° En décomposant un sel dissous dans l'eau par la po-

tasse, la soude ou l'ammoniaque; il faut pour cela que l'oxide soit insoluble;

3° En chauffant fortement un carbonate. La plupart des oxides peuvent être obtenus par ce moyen, exceptons-en ceux de potassium, de sodium et de baryum;

4° En décomposant un nitrate par la chaleur; dans ce cas, l'acide nitrique se décompose en bi-oxide d'azote ou acide hypo-azotique, et en oxigène qui se dégage ou se fixe sur l'oxide qu'il fait passer à un degré d'oxidation supérieur;

5° On peut encore oxider un métal par l'acide nitrique; dans ce cas, on retombe dans les conditions du quatrième procédé;

6° Enfin on peut obtenir quelques oxides suroxigénés en décomposant un sel soluble au milieu de l'eau oxigénée, ou bien en mettant en contact l'oxide à l'état d'hydrate avec le bi-oxide d'hydrogène.

§ VIII. Oxides métalliques. Étude particulière.

OXIDES DES MÉTAUX DE LA 1re SECTION. — Ces oxides sont en général des bases puissantes et dont l'étude est très importante. Ce sont des corps blancs, solubles dans l'eau, d'une saveur caustique caractéristique; on peut diviser ces oxides en deux séries bien naturelles: 1° les *alcalis* comprenant la potasse, la soude, la lithine; 2° les *terres alcalines* ou la baryte, la strontiane et la chaux. Ces bases peuvent en général absorber une nouvelle proportion d'oxigène et former ainsi des suroxides qui ne sont point employés mais dont l'histoire présente des particularités intéressantes.

PROTOXIDE DE POTASSIUM (*Potasse, alcali végétal*). —Il est connu depuis très long-temps; mais ce n'était que combiné à l'acide carbonique et d'autres sels. Berthollet,

en 1786, parvint à le séparer des matières étrangères auxquelles il était uni, et ce fut Davy qui montra le premier que c'était l'oxide du métal que nous avons nommé *potassium*.

Cet oxide est blanc, extrêmement caustique, plus pesant que le potassium; il verdit fortement le sirop de violette; sa fusion a lieu à la chaleur rouge. Il attire puissamment l'humidité et l'acide carbonique de l'air. Cet oxide n'est employé dans les arts et la médecine qu'à l'état d'hydrate.

Hydrate de protoxide de potassium (*Hydrate de potasse*, *potasse à l'alcool*, *pierre à cautère*). — Blanc, solide, fusible au-dessous de la chaleur rouge; il est susceptible, dit-on, de se volatiliser. Sa densité est plus grande que celle de l'eau.

Exposé à l'air, il en attire l'humidité, l'acide carbonique, et se résout en liqueur. A une chaleur rouge, il peut absorber l'oxigène et se transformer en *peroxide de potassium*. Exposé à l'action de la pile, il est décomposé en potassium et en oxigène.

La potasse se rencontre dans les cendres des végétaux, combinée aux acides carbonique, sulfurique, chlorhydrique, etc.; dans les matériaux salpêtrés, à l'état de nitrate, etc.

On prépare l'hydrate de potasse de la manière suivante: on prend du carbonate de potasse pur que l'on dissout dans l'eau, et on le traite par de la chaux vive réduite en poudre; celle-ci s'empare de l'acide carbonique du carbonate de potasse: on sépare le carbonate de chaux qui se dépose, tandis que la potasse passe à l'état de dissolution. On n'a plus qu'à évaporer à siccité pour obtenir l'hydrate de potasse, qui constitue la *pierre à cautère*. Pour séparer l'hydrate des sels étrangers qu'il contient, il faut le traiter par l'alcool concentré; quand la liqueur est évaporée jusqu'en consistance de sirop, alors on agite. L'alcool dissout l'hydrate de potasse pendant que les sels étrangers se dé-

posent. On sépare la couche supérieure d'alcool qui est fortement colorée, et on l'évapore à siccité; on a alors la potasse à l'alcool.

Cet hydrate de potasse est formé de 1 atome de protoxide de potassium et 1 atome d'eau $= K\ O + H^2\ O$.

On se sert très souvent de la potasse; elle entre dans la composition du savon mou, de l'alun, du salpêtre, etc.; à l'état d'hydrate, on s'en sert pour ouvrir des cautères. C'est un réactif dont on fait souvent usage en chimie.

Sels de potasse. — Ils ont pour caractères les suivants: tous sont solubles dans l'eau. Les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque ne les précipitent pas. Traités par la chaux, il n'y a point dégagement d'ammoniaque. Le chlorure de platine forme avec eux un précipité jaune-serin. Le sulfate d'alumine donne lieu à un précipité d'alun. Enfin l'acide perchlorique y forme toujours un précipité blanc très peu soluble de perchlorate de potasse.

Protoxide de sodium (*Soude, alcali minéral*). — Il ressemble au protoxide de sodium, tant par ses propriétés physiques que par ses propriétés chimiques; il s'en distingue facilement en ce que, exposé à l'air, il passe à l'état de carbonate, qui, au lieu de tomber en déliquescence, s'effleurit et tombe en poussière.

Également il est employé seulement à l'état d'hydrate. Cet hydrate, possédant les mêmes propriétés que celui de potasse, et s'obtenant par le même procédé, il est inutile de nous y arrêter.

On trouve la soude dans la nature, mais toujours combinée aux acides carbonique, sulfurique, azotique, hydrochlorique, etc. Elle est employée à faire le savon solide, le verre, et à lessiver.

Les *sels de soude* ressemblent beaucoup aux sels de potasse. On les distingue en ce que le sulfate d'alumine, le chlorure de platine et l'acide perchlorique ne les précipitent pas.

Protoxide de baryum (*Baryte, terre pesante*). — La baryte est blanche, plus caustique que la strontiane, verdit fortement le sirop de violette, rougit la couleur de curcuma. Sa densité est de 4. Elle n'entre en fusion qu'à la chaleur produite par le chalumeau d'hydrogène et d'oxigène.

Chauffée dans le gaz oxigène, elle absorbe ce gaz et passe à l'état de *bi-oxide :* si on la calcine à l'air, elle passe d'abord à l'état de bi-oxide, puis se décompose bientôt, en absorbant l'acide carbonique et formant un carbonate de protoxide. A la température ordinaire, elle absorbe l'humidité de l'air en même temps que son acide carbonique. De là, la nécessité de la tenir dans des vases bien fermés.

Versée goutte à goutte sur un fragment de baryte, l'eau est absorbée vivement avec dégagement de chaleur qui peut aller jusqu'à l'incandescence : il se forme alors un hydrate.

L'eau dissout à la température ordinaire un vingtième de baryte, et un dixième à la température de l'ébullition.

La baryte ne se trouve qu'en combinaison avec l'acide carbonique, l'acide sulfurique, etc. Pour l'obtenir, on décompose dans un creuset de platine du nitrate de baryte ; bientôt il se dégage de l'oxigène, de l'azote et de l'acide hypo-azotique, tandis que la baryte reste pure. On l'enferme aussitôt dans un flacon à l'émeri.

Elle est composée de 1 atome de baryum et 1 atome d'oxide = Ba O. La baryte n'est usitée que comme réactif.

Sels de baryte. — Ils sont blancs, à moins que l'acide ne soit coloré. Leurs dissolutions donnent, par les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, un précipité blanc de carbonate de baryte. Tous les sulfates ou l'acide sulfurique les précipitent instantanément ; le précipité est

insoluble dans l'acide nitrique ; le sulfate de baryte insoluble, chauffé avec du charbon, donne lieu à un sulfure ayant une odeur d'œufs pourris qui devient plus sensible par l'addition d'un acide.

Oxide de strontium (*strontiane*). —Soupçonnée par Crawford, décrite par Klaproth ; on la prépare comme la baryte ; elle jouit à peu près des mêmes propriétés chimiques et physiques. L'eau froide en dissout $\frac{1}{40}$, et l'eau chaude $\frac{1}{20}$; elle donne lieu à un grand dégagement de chaleur lors de son contact avec l'eau.

Les *sels de strontiane* ressemblent beaucoup aux sels de baryte. Ils se distinguent par la belle flamme rouge que donne en brûlant une dissolution alcoolique d'un sel de strontiane. L'acide hydrofluosilicique précipite les sels de baryte, ne précipite point les sels de strontiane.

Protoxide de calcium (*Chaux*, *chaux caustique*). — La chaux est connue dès les temps les plus reculés. Elle est blanche, caustique; elle cristallise en hexaèdre, verdit fortement le sirop de violette, pesant 2,3. La plus forte chaleur ne l'altère pas ; il en est de même de l'oxigène. Elle est décomposable par la pile. Exposée à l'air, elle en attire l'humidité, et l'acide carbonique augmente de volume, se dilate et passe à l'état de carbonate. Lorsqu'on verse de l'eau goutte à goutte sur cet oxide, elle est absorbée et solidifiée avec dégagement de calorique, et la chaux se délite entièrement.

En plus grande quantité, l'eau peut dissoudre la 700ᵉ partie de son poids de chaux. Cette dissolution constitue l'*eau de chaux* médicinale. Ce que l'on nomme eau de chaux première ne diffère de l'eau de chaux seconde qu'en ce qu'elle tient en dissolution un peu de potasse provenant du bois qui a servi à calciner la chaux, ce qui rend cette eau plus caustique. L'acide sulfurique versé dans cette eau ne la trouble pas, parce que le sulfate qui se forme est plus soluble que la chaux. Une propriété remar-

quable de la chaux, c'est qu'elle est moins soluble à chaud qu'à froid, aussi peut-on l'obtenir cristallisée en chauffant la dissolution faite à froid.

L'eau de chaux a plusieurs applications dans les arts; on s'en sert pour gonfler les peaux et dans la fabrication du sucre.

La chaux se trouve dans la nature toujours combinée aux acides carbonique, sulfurique, azotique, etc. On l'obtient en calcinant le carbonate de chaux ordinaire. Pour les usages de la médecine et de la chimie, on choisit de préférence le marbre blanc, qui est un carbonate de chaux plus pur.

Tout le monde connaît les usages de la chaux; elle sert à chauler le blé, à la préparation de l'ammoniaque; mêlée avec le sable, elle forme les mortiers, etc., etc.

La chaux hydratée ou hydrate de chaux sert à la préparation de l'hypo-chlorite de chaux, le chlore n'ayant pas d'action sur la chaux vive.

Elle est formée de 1 atome de calcium et de 1 atome d'oxigène $=$ Ca O.

Sels de chaux.— Ils sont solubles dans l'eau, sont précipités en blanc par les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque; mais les meilleurs réactifs sont l'acide oxalique et l'oxalate d'ammoniaque qui forment un précipité blanc d'oxalate complétement insoluble.

OXIDES DES MÉTAUX DE LA 2me SECTION. — Ces métaux en s'oxidant forment des composés qui étaient connus des anciens chimistes sous le nom de *terres*, d'où le nom d'oxides terreux. Ces oxides sont blancs et insolubles dans l'eau. On leur donne le nom de magnésie, de glucine, d'yttria et d'alumine. La première et la dernière doivent seulement fixer notre attention.

OXIDE DE MAGNÉSIUM — (*Magnésie, magnésie pure, magnésie calcinée*). — La magnésie est blanche, douce au toucher, verdissant le sirop de violettes, infusible, sans

action sur l'oxigène, formant avec le chlore un chlorure, pourvu que la chaleur soit rouge, absorbant l'acide carbonique de l'air; sa pesanteur spécifique est de 2,3.

L'eau ne la dissout pas; mais elle peut se combiner avec elle, et former un hydrate que la chaleur rouge décompose.

La magnésie est formée d'un atome de magnésium et d'un atome d'oxigène = Mg O.

On ne trouve la magnésie que combinée avec les différents acides ou à l'état d'hydrate. On se la procure en décomposant une dissolution de sulfate de magnésie par du carbonate de potasse ou de soude, recueillant le précipité, le séchant et le calcinant pour chasser l'acide carbonique.

On se sert de la magnésie pour dissiper les aigreurs d'estomac et contre les empoisonnements par les acides.

Sels de magnésie. — Ils sont précipités en blanc par les carbonates de potasse et de soude, ils ne le sont point par les bicarbonates des mêmes bases, à moins qu'on ne les chauffe, parce qu'alors la chaleur dégage l'excès d'acide carbonique qui retenait le carbonate en dissolution; il en est de même du carbonate d'ammoniaque. Ces sels ne sont troublés ni par les sulfures alcalins, ni par l'oxalate d'ammoniaque; l'ammoniaque les décompose à moitié en formant un sel double d'ammoniaque et de magnésie. Le meilleur réactif est le phosphate d'ammoniaque qui forme un précipité blanc de phosphate ammoniaco-magnésien. Enfin, la potasse ou la soude caustique les précipitent sans qu'un excès d'alcali redissolve le précipité.

Oxide d'aluminium (*Alumine, terre alumineuse*). — Blanc, doux au toucher, happant la langue, infusible, sans action sur l'oxigène, l'air et les corps combustibles : cet oxide est insoluble dans l'eau; mais il en absorbe beaucoup en formant pâte. Il se combine non seulement aux acides, mais encore avec les bases puissantes, telles que la potasse et la soude caustique, etc. Il contracte la propriété de ne se

combiner que difficilement aux acides, quand on l'a fortement échauffé.

L'oxide d'aluminium se trouve rarement à l'état de pureté, il forme alors le saphir et le rubis ou corindon des minéralogistes. Le plus souvent, il se trouve à l'état de sel, cu combiné à d'autres oxides. Pour l'obtenir, on précipite par l'ammoniaque la dissolution d'un sel d'alumine, ordinairement l'alun. Il est formé de deux atomes d'aluminium et de trois atomes d'oxigène $= Al^2 O^3$.

Sels d'alumine. — Ils ont une saveur styptique et astringente. La potasse les précipite en blanc et le précipité se redissout dans un excès d'alcali. L'ammoniaque les précipite et un excès de réactif ne redissout pas le précipité. Les sulfates de potasse et d'ammoniaque en dissolution concentrée les précipitent à l'état d'alun : les proto-sulfures alcalins les précipitent en blanc avec dégagement d'acide sulfhydrique. Enfin chauffés au chalumeau avec l'azotate de cobalt, ils prennent une belle couleur bleue.

OXIDES DES MÉTAUX DE LA 3me SECTION. — Ces oxides sont en général *basiques*, cependant les degrés supérieurs d'oxidation peuvent jouir dans quelques cas de propriétés acides.

OXIDES DE MANGANÈSE. — Le manganèse se combine en six proportions avec l'oxigène, pour former des oxides basiques indifférents ou acides. En chauffant les oxides de manganèse avec de l'hydrate de soude sur une feuille de platine, on a un bouton transparent d'un très beau vert.

Protoxide (oxide manganeux). — On le prépare en calcinant le carbonate en vase clos; il est d'un vert grisâtre; son hydrate est blanc; c'est une base puissante. Formule : $Mn O$.

Deutoxide (oxide manganique). — On l'obtient en calcinant au rouge naissant, du nitrate de manganèse ou de peroxide. Il est noir, à une chaleur blanche il se convertit en oxide rouge. Formule : $Mn^2 O^3$.

Peroxide. —Il existe en abondance dans la nature. On le prépare à l'état d'hydrate en précipitant un sel de manganèse par un chlorite employé en excès; il contient 0,12 d'eau. Le peroxide anhydre est inaltérable à l'air; il perd déjà son oxigène à la chaleur sombre; au rouge naissant il est changé en deutoxide. C'est en le chauffant qu'on obtient l'oxigène en grand. Les acides nitrique et sulfurique le dissolvent en dégageant de l'oxigène. L'acide chlorhydrique l'attaque avec un grand dégagement de chlore. C'est Schéele qui nous a fait connaître sa nature chimique; il découvrit d'un seul coup le manganèse, la baryte et le chlore. Formule : $Mn\ O^2$.

Oxide rouge. — Cet oxide s'obtient en calcinant à la chaleur blanche le deutoxide ou le suroxide. On peut le considérer comme formé par la combinaison des oxides précédents.

Acide manganique et acide hypermanganique. — Ils existent dans le caméléon minéral. L'acide hypermanganique est un gaz d'un très beau rouge, qui se décompose spontanément en oxigène et en suroxide; il est très soluble dans l'eau. Formule : $Mn^2\ O^7$.

Sels de protoxide de manganèse. — Ni la pile ni d'autres métaux ne précipitent le manganèse de ses dissolutions. Les alcalis caustiques les précipitent en blanc, et le précipité exposé à l'air devient jaunâtre, rouge brun et enfin noir; le gaz sulfhydrique ne les trouble pas; les sulfhydrate alcalins forment un précipité rouge brun; les chlorites précipitent en noir. Les dissolutions sont insolubles; leur saveur est âcre et astringente.

Les sels de deutoxide de manganèse sont d'un rouge brun très intense; ils sont très éphémères; ils se décomposent spontanément en sels de protoxide et en oxigène qui se dégage. Tous les corps susceptibles d'absorber l'oxigène produisent rapidement cet effet.

Manganates et hypermanganates. — Ces sels étaient

connus autrefois sous le nom de *caméléon*. Lorsqu'on chauffe avec le contact de l'air un oxide de manganèse avec un alcali fixe ou son carbonate, on obtient une combinaison soluble dans l'eau, qui prend, selon les circonstances, une couleur qui varie du bleu au vert, au rouge pourpre; de là le nom de caméléon.

OXIDE DE ZINC (*Oxide zincique*). — On le désignait autrefois sous les noms de *fleurs de zinc*, *pumpholix*, *nihil album*, *lana philosophica*. On l'obtient en chauffant le zinc à l'air; il est blanc, insipide : c'est une base forte.

Sels de zinc. — Tous les sels de zinc sont incolores, la plupart sont solubles dans l'eau; les carbonates alcalins les précipitent avec dégagement de gaz acide carbonique; les sulfhydrates avec dégagement de gaz sulfhydrique, et dans les deux cas les précipités sont blancs; ils précipitent en blanc par le prussiate de potasse. La teinture de noix de galle ne les précipite pas.

PROTOXIDE DE FER (*Oxide ferreux*). — Son hydrate se prépare en précipitant un sel ferreux par la potasse; il absorbe l'oxigène avec tant de rapidité qu'on ne parvient point à le priver d'eau sans qu'il se suroxide. L'hydrate est blanc, et par le contact de l'air il devient rapidement vert grisâtre. C'est une base puissante qui se combine facilement avec tous les acides métalliques. Formule de l'oxide ferreux : Fe O.

OXIDE FERRIQUE (*Peroxide de fer, colcothar feroligiste*). — On le prépare en calcinant longuement et fortement le sulfate de fer; il est d'un rouge violacé lorsqu'il est en masse, et d'un rouge assez vif lorsqu'il est très divisé; natif il se présente souvent sous un aspect métallique; il cristallise en rhomboèdre. C'est une excellente mine de fer. Pur il n'est point magnétique; il est infusible et indécomposable par la chaleur; les combustibles le réduisent facilement. Formule : $Fe^2 O^3$.

L'*hydrate de peroxide de fer* est d'un jaune brun, inal-

térable à l'air ; la chaleur en dégage l'eau avec facilité ; il se dissout facilement dans les acides ; il est connu sous le nom de *fer limoneux*. C'est la mine la plus commune en France. L'oxide anhydre natif, connu sous le nom de *fer oligiste*, est au contraire difficilement attaqué.

L'*oxide magnétique* se trouve en grande quantité dans la nature, c'est une très bonne mine de fer ; il jouit de l'éclat métallique ; sa poussière est noire. Formule : $Fe^2 O^3 + Fe O$.

L'*oxide des battitures* se forme à la surface des morceaux de fer que l'on chauffe avec le contact de l'air ; il est noir, luisant, un peu métalloïde, à structure grenue ou cristalline ; il est très magnétique. Formule : $Fe^2 O^3 + 6 Fe O$.

Sels de fer. — Les deux oxides ferreux et ferrique peuvent se combiner avec les acides et former deux classes de sels. Les sels qui en résultent ne sont nullement vénéneux ; plusieurs sont employés en médecine. On les reconnaît tous en ce que leurs dissolutions *avec le contact de l'air* donnent toujours un précipité noir avec la noix de galle et bleu avec le prussiate de potasse (cyanure ferrosopotassique).

Sels de protoxide de fer ou *sels ferreux.* — Leurs dissolutions ont ordinairement une couleur vert bleuâtre, une saveur particulière, douce, puis astringente ; leur caractère essentiel est d'absorber une grande proportion de gaz oxide nitrique et de prendre une couleur brune foncée. Le cyanure ferrosopotassique les précipite en blanc, et le cyanure ferricopotassique en bleu foncé. A l'abri du contact de l'air, la teinture de noix de galle ne les altère pas ; mais par l'addition d'une petite quantité de chlore il se forme un précipité noir.

Sels ferriques. — Ils sont ordinairement d'une couleur jaune verdâtre ; la teinture de noix de galle les précipite

immédiatement en noir, et le prussiate jaune de potasse en bleu.

Oxides d'étain. — Il en existe deux, le *protoxide* et le *deutoxide* ou acide *stannique*. Ils sont réduits facilement par le charbon, l'hydrogène, etc.

Oxides de cobalt. — Il en existe deux : le protoxide s'unit aux acides pour former *des sels* d'une couleur rose lilas ou bleu.

Oxides de nickel. — Il existe également deux oxides de nickel; le protoxide forme des sels d'une couleur verte.

OXIDES DES MÉTAUX DE LA 4e SECTION. — Plusieurs métaux de la 4e section, en se combinant avec l'oxigène, forment des acides tels que les acides *arsénieux*, *arsénique*, *chromique*, *vanadique*, *molybdique*, *antimonieux*, *antimonique*, *tungstique*, *tantalique*, *titanique*; d'autres forment des bases puissantes. Nous n'étudierons parmi ces combinaisons que les plus importantes.

Combinaisons de l'arsenic avec l'oxigène. — L'arsenic se combine en trois portions avec l'oxigène; il forme un sous-oxide et deux acides.

Sous-oxide arsénique. — Il se forme par l'oxidation de l'arsenic à l'air libre; c'est une poudre noire qui, lorsqu'on la chauffe, se sublime, d'abord en acide arsénieux. puis en arsenic.

Acide arsénieux (*Oxide d'arsenic*). — On le connaît sous le nom d'*arsenic blanc;* il est rare dans la nature, mais il s'en forme une grande quantité pendant le grillage des minerais de cobalt arsénifère; il se dégage avec la fumée et se condense dans de grands réservoirs; on le purifie par sublimation.

Propriétés. — Distillé lentement il se sublime sous forme d'octaèdres réguliers. Ordinairement il est en masse d'un blanc de lait, vitreux dans sa cassure. Chauffé au rouge naissant, il se ramollit, se volatilise sous forme de vapeur blanche, sans odeur déterminée; l'odeur d'ail appartient

à l'arsenic métallique qui s'oxide. La densité de l'acide arsénieux est de 3,699. Lorsqu'une solution concentrée d'acide arsénieux cristallise, elle en contient 1/13. Immédiatement après la sublimation, l'acide arsénieux est en morceaux vitreux, transparents, qui peu à peu blanchissent du dehors en dedans. D'après Guibourt, l'acide vitreux pèse 3,7385, l'acide laiteux 3,699. Ce dernier est beaucoup plus soluble dans l'eau que le premier. La dissolution de l'acide vitreux rougit le papier de tournesol; celle de l'acide laiteux paraît plutôt douée d'une réaction alcaline.

Composition. — L'acide arsénieux est composé de 2 atomes d'arsenic et de 3 atomes d'oxigène; sa capacité de saturation est égale aux 2/3 de la quantité d'oxigène qu'il contient. Divers acides dissolvent l'acide arsénieux; mais les combinaisons ne jouissent pas des propriétés qui caractérisent les sels.

Usages. — On emploie cet acide dans les arts, dans les manufactures de toiles peintes, dans la fabrication du verre, pour préparer l'orpiment, le verre de Schéele. Connu sous le nom d'arsenic, mélangé avec de la farine, il sert à empoisonner les rats. Quoiqu'un des poisons les plus violents, il s'emploie en médecine.

Acide arsénique. — Découvert par Schéele. On le prépare en faisant bouillir 8 parties d'acide arsénieux, 2 parties d'acide hydrochlorique et 24 parties d'acide nitrique. On distille dans des vases de verre jusqu'à consistance sirupeuse; on chauffe ensuite dans un creuset de platine à une chaleur voisine de la chaleur rouge et longuement prolongée. A la chaleur rouge il se décompose en une masse contenant des acides arsénieux et arsénique. Cet acide est d'un blanc de lait; il attire l'humidité de l'air et peut former des cristaux déliquescents.

Composition. — L'acide arsénique est formé de 2 atomes d'arsenic et 5 d'oxigène.

Mitscherlich a fait voir que les acides phosphorique et

arsénique, saturés par les mêmes bases, donnaient des sels qui cristallisaient de même et étaient isomorphes, et c'est sur ces deux acides qu'il fit pour la première fois ses importantes observations sur l'isomorphisme.

Hydrogène arséniqué. — Il est gazeux, formé de 1 volume d'arsenic et de 3 volumes d'hydrogène condensés en 2 volumes. C'est l'*arséniure trihydrique, hydrogène arséniqué*, découvert par Schéele. Le meilleur moyen d'obtenir ce gaz à l'état de pureté est de traiter par les acides l'arséniure de zinc obtenu par la fusion des deux métaux. L'hydrogène arséniqué est un gaz incolore ; son odeur est toute particulière ; sa densité est de 2 695. La chaleur modérée d'une lampe à esprit de vin suffit pour le décomposer. L'oxigène, à l'aide d'une étincelle, le brûle. Le chlore, l'iode, le soufre, le phosphore décomposent l'hydrogène arséniqué. L'eau dissout 1/5 du volume de ce gaz. Les acides nitrique et sulfurique le décomposent. C'est un gaz très délétère ; plusieurs chimistes ont éprouvé de graves accidents en le préparant.

Arséniates. — L'acide arsénique forme avec les bases des sursels et des sous-sels dans la même proportion que l'acide phosphorique. On reconnaît les arséniates au chalumeau, par l'odeur qu'ils répandent au feu de réduction. Fondus dans un tube de verre, avec de l'acide borique et de la poudre de charbon, ils donnent de l'arsenic métallique. Ce caractère convient également aux arsénites ; pour les distinguer on observera que le nitrate d'argent précipite les arséniates en rouge brique.

Arsénites. — Le nitrate d'argent produit dans leur dissolution un précipité jaune clair, surtout quand ils sont bien saturés et que la dissolution du nitrate ne renferme point d'acide libre ; quand on ajoute aux arsénites un excès d'acide, ils donnent instantanément, par le gaz sulfidhydrique, un précipité d'un beau jaune. Les arséniates précipitent moins rapidement par ce réactif ; le précipité est d'un

jaune clair. Les arsénites produisent avec les sels de cuivre une couleur verte, connue sous le nom de *vert de Schéele.*

HISTOIRE TOXICOLOGIQUE DE L'ARSENIC. — Comme plusieurs préparations d'arsenic sont employées dans les arts, qu'on se sert communément en France, comme mort aux rats, d'acide arsénieux, et que par conséquent ce redoutable poison, malgré les précautions prescrites par les lois, est à la disposition de beaucoup de personnes, nous allons entrer dans quelques détails sur l'histoire toxicologique de ce métal.

L'acide arsénique et l'acide arsénieux sont les combinaisons les plus vénéneuses de l'arsenic; les sels et les sulfures le sont beaucoup moins. L'arsenic est un poison pour tous les végétaux et les animaux.

Voici la série de phénomènes qui peuvent faire soupçonner un empoisonnement par l'arsenic. Un quart d'heure environ après que le poison a été pris, le malade éprouve à l'estomac une chaleur brûlante; une soif inextinguible se déclare. Plus tard viennent les vomissements accompagnés d'affreuses douleurs, de cruelles coliques quelquefois suivies d'une diarrhée violente; des sueurs froides, des syncopes, des spasmes cruels dans les membres, des convulsions, et la mort vient bientôt mettre un terme à cet affreux état si on ne porte pas de prompts secours.

Antidotes ou contre-poisons. — Faire vomir, puis administrer de l'hydrate de peroxide de fer en grande quantité.

RECHERCHES MÉDICO-LÉGALES SUR L'ARSENIC. — On se propose souvent de rechercher l'arsenic dans le cadavre d'une personne qu'on soupçonne avoir été empoisonnée par une préparation arsenicale. Voici les expériences qu'on exécute à cet effet.

On fait bouillir le contenu de l'estomac et ses membranes coupées avec de l'eau rendue alcaline par un peu de potasse caustique; on sursature la liqueur avec de l'acide hydrochlorique, on la filtre et on y fait passer un courant de gaz

sulfhydrique. Si elle renferme de l'arsenic, elle jaunit au bout de quelque temps, puis il s'en précipite du sulfure d'arsenic à l'état de poudre jaune. Si la quantité d'arsenic est très faible, la liqueur devient jaune sans qu'il y ait formation d'un précipité; mais, en l'évaporant, le sulfure d'arsenic, se dépose à mesure que l'acide se concentre par l'évaporation. On fait passer la dissolution à travers un très petit filtre et on lave le sulfure d'arsenic. Si la quantité en est tellement petite qu'on ne puisse le retirer du filtre, on l'enlève au moyen de l'ammoniaque caustique qu'on évapore ensuite dans un verre de montre; le sulfure qui reste peut être détaché du verre et recueilli. On le transforme en acide arsénique; à cet effet on le jette peu à peu sur du nitre qui se trouve à l'état de fusion dans un tube de verre fermé par un bout. Le sulfure d'arsenic s'oxide avec une faible effervescence et sans déflagration; alors on dissout le sel qui reste dans quelques gouttes ou dans le moins d'eau possible; on ajoute à la liqueur un excès d'eau de chaux et on la fait bouillir pour rassembler l'arséniate calcique. On expose ce sel à une légère chaleur rouge, on le mêle avec du charbon récemment rougi et on introduit le mélange dans un tube de verre fermé par un bout effilé. On commence par chauffer doucement le tube afin de chasser l'humidité que le mélange pourrait avoir absorbée; puis on expose le fond à la flamme du chalumeau jusqu'à ce que le verre commence à fondre. L'arsenic est alors réduit et se rassemble dans la portion étroite où il se trouve réparti sur une surface si petite que les doses les plus faibles peuvent être reconnues. Il suffit d'un 1/2 centigramme de sulfure d'arsenic pour avoir une réaction décisive.

Quand on ajoute de l'acide borique au mélange précédent, la réduction s'opère à une température moins élevée; mais comme cet acide entre toujours en fusion et se boursoufle, il est préférable de ne pas l'employer.

Procédé de Marsh. — Le procédé précédent est aussi

sûr qu'exact; mais aujourd'hui on emploie un moyen beaucoup plus sensible, et que des débats judiciaires et académiques ont rendu très célèbre; je veux parler du *procédé de Marsh*. Je vais l'exposer d'après le rapport d'une commission de l'Académie des sciences. On m'excusera, à cause de l'importance du sujet, d'entrer dans des détails qui sont peut-être un peu trop spéciaux pour un ouvrage de la nature de celui-ci.

« On sait, par les expériences de MM. Stromeyer, Thénard, Soubeiran, etc., que l'hydrogène arséniqué se décompose à une température peu élevée; qu'il suffit de faire passer ce gaz par un tube chauffé au rouge sombre pour le décomposer en hydrogène pur qui se dégage, et en arsenic métallique qui vient se condenser dans la partie antérieure plus froide du tube.

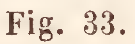
» D'un autre côté, quand on enflamme le gaz hydrogène arséniqué, l'élément le plus combustible, l'hydrogène, brûle le premier; et si l'on place dans la flamme un corps froid, l'arsenic se dépose en grande partie à l'état métallique.

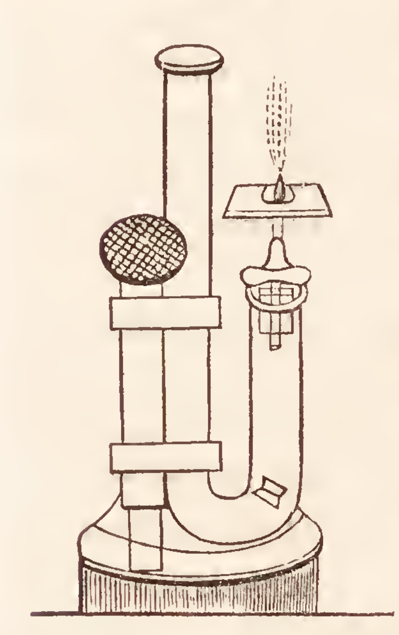
» Toutes les fois que l'on dégage de l'hydrogène d'une liqueur qui renferme en dissolution de l'acide arsénieux ou de l'acide arsénique, le gaz hydrogène est accompagné d'une certaine quantité d'hydrogène arséniqué, dont on peut constater la présence par une des réactions que nous venons d'indiquer.

» M. Marsh a eu l'heureuse idée de se servir de ces propriétés pour mettre en évidence la présence de l'arsenic dans les cas d'empoisonnement. Il fait digérer avec de l'eau chaude des substances que l'on suppose renfermer de l'acide arsénieux; la liqueur, après filtration, est mélangée avec une quantité convenable d'acide sulfurique, puis versée dans un appareil particulier qui renferme une lame de zinc destinée à dégager du gaz hydrogène.

» L'appareil (fig. 33) se compose d'un tube de verre recourbé en siphon, de 2 à 2 1/2 centimètres de diamètre inté-

rieur, ouvert à ses deux extrémités ; un tube de métal muni d'un robinet et terminé par une ouverture circulaire très étroite, est engagé au moyen d'un bouchon dans la petite branche du tube. Une lame de zinc est suspendue dans cette branche à quelques centimètres au-dessus de la courbure, enfin tout l'appareil est maintenu dans une position verticale au moyen d'un support.


Fig. 33.



» L'appareil étant ainsi disposé, le robinet ouvert, on verse la liqueur suspecte par la grande branche, après l'avoir convenablement acidulée avec de l'acide sulfurique ; la liqueur s'élève jusqu'à une petite distance du bouchon ; on ferme le robinet. Le zinc est attaqué, et il se dégage de l'hydrogène qui déprime la colonne liquide dans la petite branche ; bientôt le zinc est mis à nu, et le dégagement de gaz cesse. On essaie alors l'hydrogène qui s'est produit dans la réaction ; pour cela on ouvre le robinet, on enflamme le jet de gaz, et on présente à la flamme une soucoupe de porcelaine ou un morceau de verre froid. Si l'hydrogène est mélangé d'hydrogène arséniqué, il se forme un dépôt métallique d'arsenic. En dirigeant la même flamme dans un tube ouvert aux deux bouts, il se dépose sur ses parois un enduit blanc d'acide arsénieux ; si le tube est incliné de manière à être touché par la flamme, une portion de l'arsenic se dépose à l'état métallique à l'endroit du contact, l'autre partie se dépose plus loin à l'état d'acide arsénieux.

» A mesure que le gaz hydrogène provenant de la première réaction s'écoule, la liqueur acide remonte et arrive de nouveau en contact avec le zinc ; le dégagement recommence. On ferme alors le robinet jusqu'à ce que la

courte branche soit de nouveau remplie de gaz, et ainsi de suite.

» L'expert peut répéter ces opérations autant de fois qu'il veut, jusqu'à ce qu'il soit bien convaincu de la présence ou de l'absence de l'arsenic dans les matières soumises à l'essai.

» Ce procédé réussit sans embarras quand les liqueurs suspectes sont bien limpides ; mais il n'en est pas de même lorsque ces liqueurs sont visqueuses, qu'elles renferment des matières organiques en dissolution, comme cela arrive presque toujours dans les recherches médico-légales. Dans ce cas le dégagement d'hydrogène donne beaucoup de mousse, et il faut souvent attendre fort long-temps avant que cette mousse soit tombée et qu'elle permette d'enflammer le gaz. M. Marsh recommande, pour empêcher la formation de la mousse, de verser une couche d'huile à la surface du liquide.

» Le procédé de Marsh ramenait à une simplicité inattendue la recherche de l'arsenic dans les cas d'empoisonnement, recherche qui, par les anciens procédés, était souvent fort longue et très délicate : aussi fut-il bientôt mis à l'épreuve par un grand nombre de chimistes.

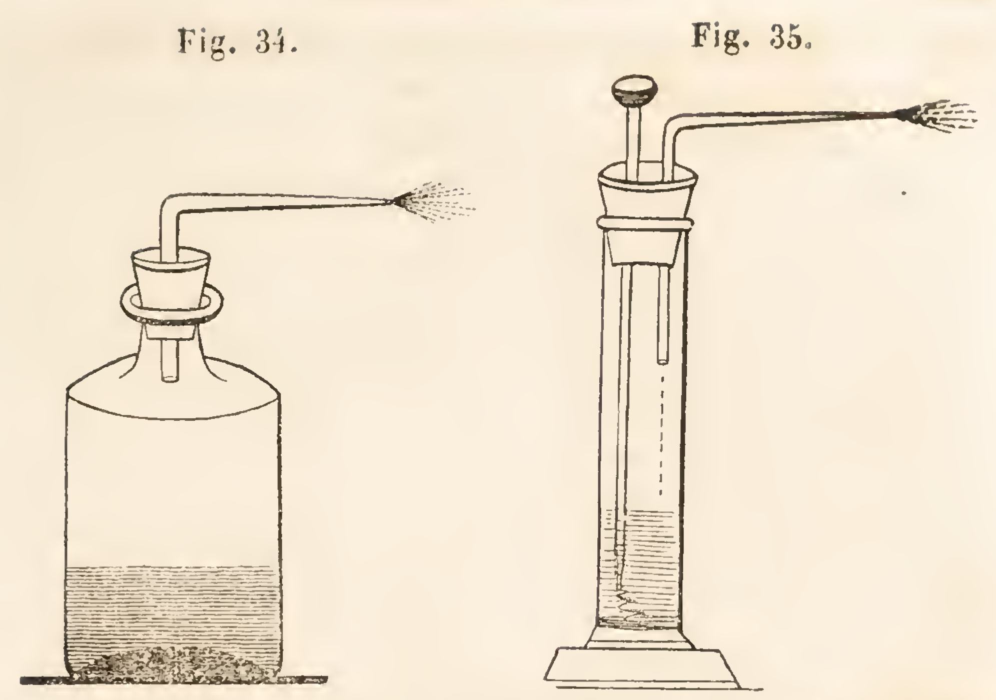
» En étudiant ce procédé de plus près, on ne tarda pas à s'apercevoir qu'il pouvait donner lieu à des méprises graves, si l'on se contentait d'un examen superficiel des taches.

» Ainsi, M. Liébig fit remarquer que l'appareil de Marsh pouvait donner des taches miroitantes, ressemblant beaucoup à celles de l'arsenic, quand la liqueur soumise à l'essai renferme en dissolution une quantité un peu notable de certains métaux, du fer, par exemple, à l'état de chlorure. Cela tient à ce que le gaz entraîne avec lui mécaniquement des gouttelettes excessivement petites de la dissolution ; les sels métalliques que ces gouttelettes renferment sont plus ou moins complétement réduits dans la flamme

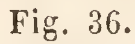
du gaz hydrogène, et se déposent sous forme de taches sur la porcelaine.

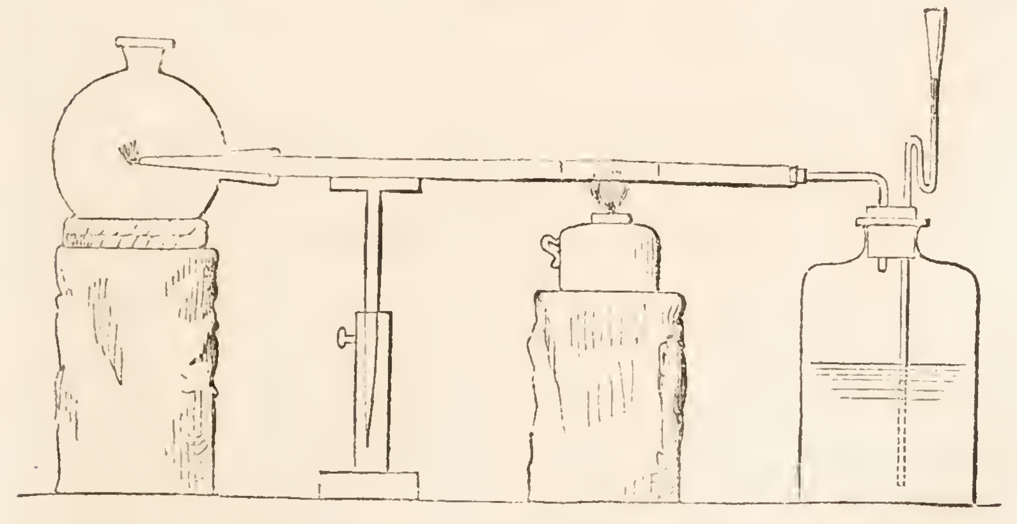
» M. Liébig recommanda de faire passer le gaz à travers un tube de verre peu fusible, de quelques millimètres de diamètre, chauffé au moyen d'une lampe à alcool ; l'arsenic vient alors former un anneau miroitant à une petite distance en avant de la partie chauffée, tandis que les métaux entraînés mécaniquement avec la dissolution se réduisent par l'hydrogène dans la partie chauffée et s'y arrêtent. Cette même modification au procédé de Marsh fut proposée vers la même époque par M. Berzélius; elle a des avantages sur le procédé primitif.

» L'appareil proposé par Marsh ne fut pas généralement adopté. La disposition était un peu compliquée ; elle avait l'inconvénient très grave de ne permettre d'opérer que sur de très petits volumes de liquide à la fois, et de ne donner qu'une flamme de quelques instants. On préféra se servir des flacons ordinaires des laboratoires pour soumettre les liqueurs suspectes au dégagement du gaz hydrogène. Ce dégagement devenait continu, au lieu d'être intermittent comme dans l'appareil primitif de Marsh. » Ainsi Mohr employa la lampe philosophique que nous avons figurée (p. 46). M. Orfila fit usage d'un appareil très analogue à celui de Mohr; cependant il en diffère par la courbure du tube (fig. 34). Il y avait bien là un inconvénient, celui de perdre au commencement de l'expérience une petite quantité de gaz que l'on ne pouvait pas enflammer tout de suite, parce qu'il fallait attendre que l'air fût entièrement expulsé ; mais cet inconvénient peut être facilement évité en commençant d'abord par chasser complétement l'air du flacon au moyen de l'hydrogène pur obtenu par la réaction de l'acide sulfurique seul sur le zinc, et introduisant ensuite la liqueur à essayer au moyen d'un tube de sûreté adapté au flacon. C'est ce qu'a fait M. Chevalier dans l'appareil qu'il a proposé (fig. 35).


Fig. 34. Fig. 35.

Ce dernier chimiste, conjointement avec M. Orfila, employa, dans une expertise, un appareil où se trouvent mis en pratique les modifications proposées par MM. Liébig et Berzélius. Le gaz hydrogène se dégage du flacon (fig. 36); on introduit par le tube en S la liqueur suspecte; et on chauffe avec une lampe le tube horizontal, on enflamme l'hydrogène dans le ballon qui termine l'appareil, et si de


Fig. 36.

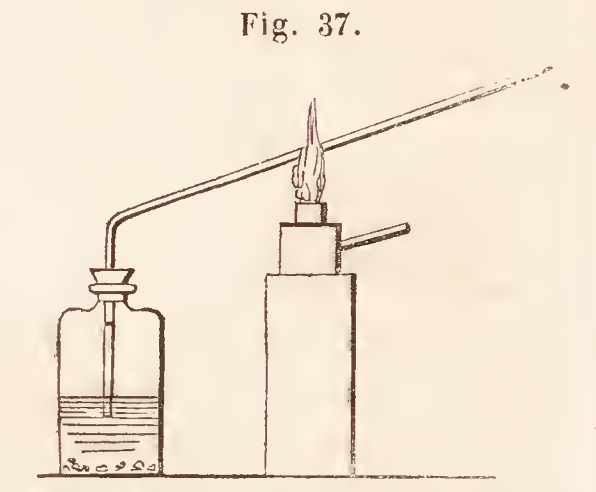


l'hydrogène arséniqué est échappé à la chaleur décomposante de la lampe, il brûle et se convertit en acide arsénieux qui se dépose sur les parois du ballon, où l'on peut

le recueillir pour l'introduire de nouveau dans l'appareil.

M Orfila a employé, en dernier lieu, un appareil extrêmement simple qui est à la portée de tous, et sans complication ni luxe d'appareil. Il consiste à avoir allongé le tube à dégagement ordinaire du gaz, à l'avoir cambré légèrement dans le tiers de sa longueur, à y avoir introduit un peu d'amiante (fig. 37). On maintient une lampe à esprit-de-vin allumée sur cette dernière partie : l'appareil, du reste, marche comme d'habitude ; le gaz hydrogène arsénié se dégage, entre dans le tube et vient traverser l'amiante, qui le divise et facilite ainsi sa décomposition. Là, il se trouve sous l'influence de la chaleur de la lampe, qui le décompose et force l'arsenic métallique à se déposer sous forme d'un anneau facilement reconnaissable, tandis que l'hydrogène réduit se dégage et vient sortir par la partie effilée du tube. Si on l'enflamme, il ne déposera que de l'eau, s'il a abandonné tout son arsenic ; mais s'il est mêlé d'hydrogène arsénié, qui aurait échappé à la précédente influence, celui-ci sera à son tour décomposé et laissera déposer sur le corps froid, présenté à cet effet, des taches arsenicales sur lesquelles on pourra facilement expérimenter. Enfin, l'amiante a, dans cette circonstance, pour but, non seulement de diviser le gaz, mais encore de retenir les parcelles de solution zincique qui auraient pu être entraînées dans le tube par le dégagement plus ou moins tumultueux de l'hydrogène, et de s'opposer par conséquent à la production des taches autres que celle du poison arsenical.

Fig. 37.



« Lorsque la liqueur de laquelle on dégage de l'hydro-

gène renferme un composé soluble d'antimoine au lieu d'un composé arsenical, par exemple de l'émétique, le gaz qui se dégage renferme de l'hydrogène antimonié, et si, après l'avoir enflammé, on approche une capsule de porcelaine, celle-ci se recouvre de taches miroitantes d'antimoine métallique. Ces taches se distinguent facilement des taches d'arsenic quand elles sont épaisses; mais quand au contraire elles sont légères, il peut y avoir doute, et c'est une objection que l'on fit dès l'origine au procédé de Marsh : objection grave, puisque l'expert pouvait être conduit à attribuer à la présence de l'arsenic des taches qui étaient produites par une substance qui avait été prise comme médicament.

» Le caractère seul des taches obtenues par le procédé de M. Marsh ne suffit donc pas pour conclure à la présence de l'arsenic.

» Par un grand nombre d'expériences faites, d'un côté sur plusieurs individus qui avaient péri victimes d'empoisonnement par l'arsenic, et de l'autre sur des chiens empoisonnés par l'acide arsénieux introduit dans le canal digestif ou appliqué sur le tissu cellulaire sous-cutané, M. Orfila fit voir que l'acide arsénieux pouvait être retrouvé, après la mort, dans le sang, dans les viscères et dans l'urine. »

Voici un moyen de carboniser les organes pour obtenir des liquides propres à être introduits dans l'appareil de Marsh, qui a été indiqué par MM. Flandin et Danger, et qui réussit bien.

« La matière organique étant placée dans une capsule de porcelaine, on ajoute environ 1/6 de son poids d'acide sulfurique, puis on chauffe successivement jusqu'à ce qu'il apparaisse des vapeurs d'acide sulfurique. La matière entre d'abord en dissolution, puis elle se charbonne pendant la concentration de la liqueur; on évapore en remuant continuellement avec une baguette de verre. La carbonisation se fait sans aucun boursouflement; on continue l'action de la

chaleur jusqu'à ce que le charbon paraisse friable et presque sec. On laisse alors refroidir la capsule, puis on ajoute avec une pipette une petite quantité d'acide nitrique concentré ou d'eau régale avec excès d'acide nitrique, qui produit la suroxidation et fait passer l'acide arsénieux à l'état d'acide arsénique, état dans lequel il est beaucoup plus soluble; on évapore de nouveau à sec, puis on reprend par l'eau bouillante. La liqueur parfaitement limpide, et quelquefois tout-à-fait incolore, est traitée par l'appareil de Marsh, dans lequel elle ne donne jamais de mousse.

» Ce procédé est préférable à la carbonisation par l'acide nitrique employée précédemment; on est plus maître de l'opération, on emploie des quantités beaucoup moins grandes de réactif (considération très importante), et il n'y a jamais de déflagration.

» MM. Danger et Flandin, toujours préoccupés de l'inconvénient que présenteraient les matières organiques qui pourraient n'avoir pas été complétement détruites, même lorsque les liqueurs sont limpides et ne donnent pas de mousse dans l'appareil de Marsh, ont imaginé un appareil particulier dans lequel le gaz hydrogène est complétement brûlé, ainsi que l'arsenic et les matières entraînées. Cet appareil consiste :

» 1° En un *condensateur* cylindrique C portant vers son extrémité inférieure une tubulure, et se terminant par un cône dont la pointe reste ouverte;

» 2° En un *tube à combustion* A recourbé à son milieu en angle droit, et pouvant s'adapter à la tubulure du condensateur à l'aide d'un bouchon;

» 3° En un *réfrigérant* B dont la partie inférieure s'engage dans la partie conique du condensateur et en ferme l'ouverture. Le tout est soutenu par un support (fig. 38 et 39).

» Pour faire usage de l'appareil, on remplit le réfrigérant d'eau distillée et on l'introduit dans le *condensateur;* on fixe le tube à combustion et l'on engage dans son intérieur,

à un tiers de l'extrémité, le jet de flamme, alors qu'il ne se dégage encore que de l'hydrogène pur. Le vase dans lequel se produit l'action chimique est un flacon de verre à large ouverture dont le bouchon est percé de deux trous : l'un de ces trous laisse passer un tube effilé au bout duquel on brûle l'hydrogène ; l'autre trou est traversé par un tube plus large qui sert à introduire les liqueurs suspectes. On verse ensuite le liquide, et l'on règle l'opération de manière à avoir une flamme de 5 à 6 millimètres de longueur.

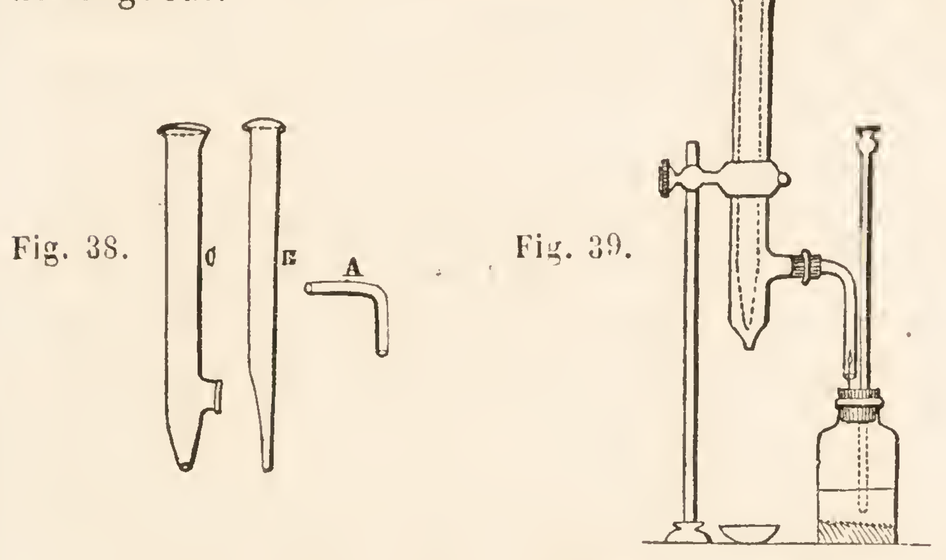


Fig. 38. Fig. 39.

» La plus grande partie de l'arsenic se dépose à l'état d'acide arsénieux dans le tube à combustion, et forme un léger nuage sur les parois du tube, quand l'arsenic est en très petite quantité dans les liqueurs essayées; une petite partie est entraînée et vient se condenser avec la vapeur d'eau sur les parois du réfrigérant. L'ouverture pratiquée à l'extrémité inférieure du condensateur permet de laisser écouler cette petite quantité de liquide et de la recueillir dans une capsule.

» Quand l'opération est achevée, on enlève le tube à combustion, on fait bouillir dans ce tube quelques gouttes d'acide nitrique ou d'eau régale que l'on verse dans la petite capsule qui a servi à recueillir l'eau condensée, et l'on évapore à sec; le résidu desséché est mélangé avec une petite

quantité de flux noir, quelques centigrammes au plus, puis introduit dans un petit tube effilé par l'ouverture. On étire ensuite cette ouverture à la lampe, on casse l'extrémité effilée, puis, après avoir fait tomber le mélange vers le fond de la partie renflée, on chauffe cette partie ; l'arsenic réduit vient se condenser dans le tube effilé, et y présente alors tous les caractères physiques de l'arsenic métallique.

Des expériences nombreuses ont conduit la commission de l'Académie des sciences aux conclusions suivantes :

» 1° Le procédé de Marsh rend facilement sensible $\frac{1}{1000000}$ d'acide arsénieux existant dans une liqueur ; des taches commencent même à paraître avec une liqueur renfermant $\frac{1}{2000000}$ environ.

» 2° Les taches ne se montrent pas mieux avec une grande quantité qu'avec une petite quantité de liqueur employée dans l'appareil de Marsh : bien entendu que l'on suppose dans les deux cas la même quantité proportionnelle d'acide arsénieux. Mais elles se forment pendant plus long-temps dans le premier cas que dans le second. Il résulte de là qu'il y a avantage à concentrer les liqueurs arsenicales et à opérer sur un petit volume de liquide : on obtient ainsi des taches beaucoup plus intenses.

» 3° Il est de la plus haute importance, quand on cherche à produire des taches au moyen de l'appareil de Marsh, d'interposer sur le passage du gaz un tube de 3 décimètres au moins de long, rempli d'amiante, ou, à son défaut, de coton, pour retenir les gouttelettes de la dissolution qui sont toujours entraînées mécaniquement par le gaz ; autrement on est exposé à obtenir des taches d'oxisulfure de zinc qui présentent souvent l'aspect des taches arsenicales.

» 4° Le procédé proposé par M. Lassaigne peut donner de bons résultats. Il consiste à faire passer le gaz hydrogène arsenical à travers une dissolution bien neutre de nitrate d'argent ; à décomposer ensuite la liqueur par l'acide chlorhydrique ; à l'évaporer pour chasser les acides, puis à

essayer sur le résidu les réactions de l'arsenic. Il est surtout commode pour faire passer dans une petite quantité de liqueur une portion très minime d'arsenic qui existe dans un grand volume de liquide que l'on ne peut pas concentrer par évaporation, et permettre, par conséquent, en traitant la nouvelle liqueur arsenicale concentrée dans un très petit appareil de Marsh, d'obtenir des taches beaucoup mieux caractérisées. Il faut seulement bien se garder de conclure à la présence de l'arsenic, de ce que la dissolution de nitrate d'argent se trouble, et de ce qu'elle donne un dépôt pendant le passage du gaz, ce dépôt pouvant avoir lieu par des gaz non arsenicaux, mélangés à l'hydrogène, et même par l'hydrogène seul, si l'on opère sous l'influence de la lumière.

» On peut remplacer la dissolution de nitrate d'argent par une dissolution de chlore ou par celle d'un chlorure alcalin.

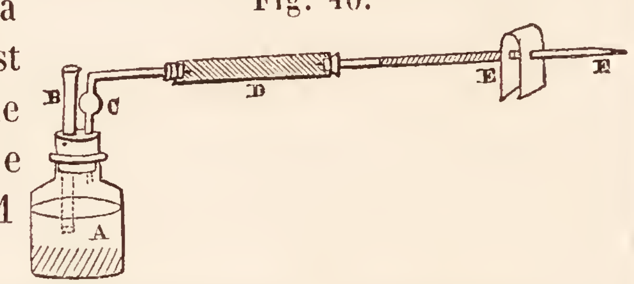
» 5° La disposition indiquée par MM. Berzélius et Liébig, et reproduite avec plusieurs modifications utiles par MM. Kœppelin et Kampmann, de Colmar, rend sensibles des quantités d'arsenic qui ne se manifestent pas, ou seulement d'une manière douteuse, par les taches. Cette disposition présente ensuite l'avantage de condenser l'arsenic d'une manière beaucoup plus complète : seulement il arrivera souvent que l'arsenic se trouvera mélangé de sulfure d'arsenic, ce qui pourra altérer sa couleur, surtout si la substance arsenicale existe en petite quantité.

» C'est à cette dernière disposition que les commissaires de l'Institut donnent la préférence pour isoler l'arsenic; ils pensent que l'appareil doit être disposé de la manière suivante :

» Un flacon à col droit A, à large ouverture, est fermé par un bouchon percé de deux trous. Par le premier de ces trous on fait descendre jusqu'au fond du flacon un tube droit B de 1 centimètre de diamètre, et dans l'autre on

engage un tube de plus petit diamètre C recourbé à angle droit. Ce tube s'engage dans un autre tube plus large D, de 3 décimètres environ de longueur, rempli d'amiante. Un tube en verre peu fusible, de 2 à 3 millimètres de diamètre intérieur, est adapté à l'autre extrémité du tube d'amiante. Ce tube, qui doit avoir plusieurs décimètres de longueur, est effilé à son extrémité F ; il est enveloppé d'une feuille de clinquant sur une longueur d'environ 1 décimètre (fig. 40).

Fig. 40.



» Le flacon A est choisi de manière à pouvoir contenir toute la liqueur à essayer, et à laisser encore un vide du cinquième environ de la capacité totale. On devra se rappeler cependant qu'il est important que le volume du liquide ne soit pas trop considérable, si l'on a à traiter une liqueur qui ne renferme que des traces de matière arsenicale.

» Le tube de dégagement C est terminé en biseau à l'extrémité qui plonge dans le flacon, et il porte une petite boule en un point quelconque de la branche verticale. Cette disposition n'est pas indispensable ; mais elle est commode, parce qu'elle condense et fait retomber dans le flacon presque toute l'eau entraînée, qui est en quantité assez considérable quand le liquide s'est échauffé par la réaction.

» L'appareil étant ainsi disposé, on introduit dans le flacon quelques lames de zinc, une couche d'eau pour fermer l'ouverture du tube de sûreté ; enfin on y verse un peu d'acide sulfurique. Le gaz hydrogène qui se dégage chasse l'air du flacon. On porte au rouge le tube dans la partie qui est enveloppée de clinquant, au moyen de charbons placés sur une grille. Un petit écran empêche le tube de s'échauffer à une distance trop grande de la partie entourée de charbons. On introduit ensuite le liquide suspect par le tube ouvert

au moyen d'un entonnoir effilé, de manière à le faire descendre le long des parois du tube, afin d'éviter que de l'air ne soit entraîné dans le flacon. Si le dégagement du gaz se ralentit après l'introduction de la liqueur, on ajoute une petite quantité d'acide sulfurique, et l'on fait marcher l'opération lentement et d'une manière aussi régulière que possible.

» Si le gaz renferme de l'arsenic, celui-ci vient se déposer sous forme d'anneau en avant de la partie chauffée du tube. On peut mettre le feu au gaz qui sort de l'appareil, et essayer de recueillir des taches sur une soucoupe de porcelaine. On en obtient en effet quelquefois, quand on ne chauffe pas une partie assez longue du tube, ou lorsque celui-ci a un trop grand diamètre.

» On peut également recourber le tube et faire plonger son extrémité dans une dissolution de nitrate d'argent, pour condenser au besoin les dernières portions d'arsenic.

» L'arsenic se trouvant déposé dans le tube sous forme d'anneau, il est facile de constater toutes les propriétés physiques et chimiques qui caractérisent cette substance. Ainsi l'on vérifiera facilement : 1° sa volatilité; 2° son changement en une poudre blanche volatile, l'acide arsénieux, quand on chauffera le tube ouvert aux deux bouts dans une position inclinée; 3° en chauffant un peu d'acide nitrique ou d'eau régale dans le tube, on fera passer l'arsenic à l'état d'acide arsénique très soluble dans l'eau. La liqueur, évaporée à sec avec précaution dans une petite capsule de porcelaine donnera un précipité rouge-brique quand on versera dans la capsule quelques gouttes d'une dissolution bien neutre de nitrate d'argent; 4° après toutes ces épreuves, on peut isoler de nouveau l'arsenic à l'état de métal. Pour cela il suffit d'ajouter une petite quantité de flux noir dans la capsule où l'on a fait la précipitation par le nitrate d'argent, de dessécher la matière et de l'introduire dans un petit tube dont une des extrémités *b* est

effilée (fig. 41), et dont on ferme l'autre extrémité *a* à la lampe, après l'introduction de la matière. On fait tomber la matière dans la partie évasée et l'on porte celle-ci à une bonne chaleur rouge : l'arsenic passe à l'état métallique et vient former, dans la partie très étroite du tube, un anneau qui présente tous les caractères physiques de l'arsenic, même quand il n'existe que des quantités très petites de cette substance.

Fig. 41.

» 6° Il est facile de trouver dans le commerce du zinc et de l'acide sulfurique qui ne manifestent pas d'arsenic dans l'appareil de Marsh, même quand on dissout des quantités considérables de zinc.

» Dans tous les cas il est indispensable que l'expert essaie préalablement avec le plus grand soin toutes les substances qu'il doit employer dans ses recherches. Il est nécessaire que l'expert fasse en même temps, ou immédiatement après l'expérience sur les matières empoisonnées, une expérience toute semblable à blanc, en employant tous les mêmes réactifs et en mêmes quantités que dans l'opération véritable.

» Ainsi, s'il a carbonisé les matières par l'acide sulfurique et par l'acide nitrique, il devra évaporer dans des vases semblables des quantités tout-à-fait égales d'acides, reprendre par le même volume d'eau ; en un mot, répéter dans l'expérience de contrôle, sur les réactifs seuls, toutes les opérations qu'il a faites dans l'expérience véritable.

» 7° Les procédés de carbonisation des matières animales par l'acide nitrique ou le nitrate de potasse peuvent réussir d'une manière complète ; mais il arrive cependant quelquefois qu'on n'est pas maître d'empêcher une déflagration très vive à la fin de l'expérience : cette déflagration peut donner lieu à une perte notable d'arsenic. La carbonisation par l'acide sulfurique (page 23) concentré et le traitement du charbon résultant par l'acide nitrique ou l'eau

régale, nous paraît préférable dans un grand nombre de cas. Ce procédé exige l'emploi d'une quantité beaucoup moindre de réactif; il est toujours facile à conduire : quand il est convenablement exécuté, ce procédé ne donne lieu qu'à une perte très faible d'arsenic. On évitera toute chance de perte en faisant la carbonisation dans une cornue de verre munie de son récipient.

» 8° Il est de la plus haute importance que la carbonisation de la matière organique soit complète, sans cela on obtient non seulement une liqueur qui mousse dans l'appareil de Marsh, mais cette liqueur peut donner des taches qui présentent quelquefois dans leur aspect de la ressemblance avec les taches arsenicales. Ces taches, qui ont été observées d'abord par M. Orfila, et qu'il a désignées sous le nom de *taches de crasse*, se produisent souvent en grande abondance quand la matière organique n'a été que partiellement détruite. Ces taches, qui proviennent de gaz carbonés, partiellement décomposées dans la flamme, se distinguent du reste facilement, par les réactions chimiques, des taches arsenicales. Mais elles pourraient donner lieu à des méprises très graves, si l'expert se contentait des caractères physiques des taches.

» 9° Quant à l'arsenic que l'on avait annoncé exister dans le corps de l'homme à l'état normal, toutes les expériences faites par la commission de l'Institut, tant sur la chair musculaire que sur les os, ont donné des résultats négatifs.

» 10° La commission, résumant les instructions contenues dans son rapport, pense que le procédé de Marsh, appliqué avec toutes les précautions qui ont été indiquées, satisfait aux besoins des recherches médico-légales, dans lesquelles les quantités d'arsenic qu'il s'agit de mettre en évidence sont presque toujours très supérieures à celles que la sensibilité de l'appareil permet de constater. Bien entendu qu'il doit toujours être employé comme moyen de

concentrer le métal pour en étudier les caractères chimiques, et qu'on devra considérer comme nulles, ou au moins comme très douteuses, les indications qu'il fournirait, si le dépôt qui s'est formé dans la partie antérieure du tube chauffé ne permettait pas à l'expert, à cause de sa faible épaisseur, de vérifier d'une manière précise les caractères chimiques de l'arsenic.

» Nous ajouterons que, dans le plus grand nombre des cas d'empoisonnement, l'examen des matières vomies ou de celles qui sont restées dans le canal intestinal, convaincra l'expert de la présence du poison, et qu'il n'aura à procéder à la carbonisation des organes que dans les cas où les premiers essais auraient été infructueux, ou dans ceux très rares où les circonstances présumées de l'empoisonnement lui en indiqueraient la nécessité. »

L'Académie de médecine s'est occupée en dernier lieu de la question de l'arsenic. Voici les principales conclusions du rapport qu'elle a adopté :

« 1° Par suite de carbonisations ou incinérations incomplètes des matières animales, on obtient quelquefois, en se servant de l'appareil de Marsh, des taches qui, sans être arsenicales, peuvent en avoir l'apparence ;

» 2° Il n'est pas possible de confondre ces taches avec les taches arsenicales, lorsqu'on fait intervenir l'action des agents chimiques ;

» 3° Parmi tous les modes de carbonisation ou d'incinération qui ont été proposés pour la destruction des matières animales dans les recherches toxicologiques relatives à l'arsenic, deux procédés viennent en première ligne : la carbonisation par l'acide sulfurique, proposée par MM. Flandin et Danger, et l'incinération par le nitrate de potasse, telle qu'elle a été adoptée par M. Orfila. Chacun de ces procédés ayant ses avantages particuliers, l'expert, dans le choix qu'il en fera, aura à se décider suivant les circonstances et l'état des matières ;

» 4° Le procédé inventé par MM. Flandin et Danger pour convertir en acide arsénieux l'arsenic éliminé par l'appareil de Marsh, est bon et ingénieux; mais la commission lui préfère le dernier procédé de M. Orfila, et surtout celui proposé par l'Institut;

» 5° M. Orfila a le premier démontré chimiquement la présence de l'arsenic dans l'ensemble des organes des animaux empoisonnés, et les travaux communiqués par lui à l'Académie sur ce sujet ont été reconnus exacts par la commission. »

Si le procédé de Marsh était toujours appliqué par des savants habiles et expérimentés, j'admettrais parfaitement l'emploi de ce moyen; mais considérant 1° que des hommes très exercés ont trouvé par ce procédé de l'arsenic où on n'en trouve pas; 2° que les réactifs employés peuvent contenir de l'arsenic, et qu'on peut introduire dans l'expertise le corps du délit, résultat à jamais déplorable, je conclus que cet appareil ne doit être employé qu'avec la plus grande réserve par des commissions d'experts bien sûrs d'eux-mêmes, et que le plus souvent il vaut mieux recourir aux moyens anciennement usités.

Combinaisons du chrome avec l'oxigène. — Ces combinaisons ont été découvertes par Vauquelin, célèbre chimiste français, né, en 1763, de pauvres cultivateurs du département du Calvados, et qui mourut en 1829. Peu d'hommes eurent une vie aussi dévouée à la science. Parvenu de la plus humble condition aux postes scientifiques les plus éminents, il ne cessa point jusqu'à son dernier jour de s'occuper de recherches. Il composa un grand nombre de mémoires. Ses découvertes ont eu de brillantes applications dans les arts; elles ont rendu des services signalés à la médecine et à l'économie domestique.

Le chrome peut former avec l'oxigène trois combinaisons, deux oxides et un acide.

L'*oxide chromique ou protoxide de chrome* est d'un

beau vert d'herbe, d'une nuance d'autant plus claire qu'il a été plus fortement calciné. On le prépare de différentes nuances; nous nous contenterons de dire ici qu'on l'obtient facilement en calcinant à la chaleur rouge le bichromate de mercure. L'hydrate de protoxide de chrome est d'un vert grisâtre; il pert son eau par la calcination et devient un moment incandescent; il est alors inattaquable par les acides, excepté le sulfurique bouillant. Il se convertit en chromate par les alcalis par la voie sèche. Le protoxide de chrome fournit la couleur verte la plus solide et une des plus brillantes; il est employé pour colorer les porcelaines et les émaux.

Le *deutoxide de chrome, oxide suschromique,* s'obtient en faisant digérer de l'acide chromique sur de l'oxide de chrome; mais l'eau chaude décompose l'oxide qui en résulte en acide chromique et en protoxide de chrome. Il est d'un brun foncé.

Acide chromique. — Il s'obtient en décomposant le bichromate d'argent par l'acide chlorhydrique. M. Fritzche le prépare en traitant à chaud une dissolution concentrée de bichromate de potasse par l'acide sulfurique concentré tant qu'il se forme un précipité; on fait évaporer le liquide dans le vide au-dessus de l'acide sulfurique, l'acide chromique cristallise; il est d'un beau rouge rubis, très sosuble dans l'eau; évaporé dans le vide, il se prend en croûtes brunâtres. La chaleur le décompose en oxigène et en protoxide; il perd son oxigène avec la plus grande facilité. Une solution alcoolique, d'abord rouge, devient bientôt verte. C'est le plus puissant des acides métalliques; il se combine avec toutes les bases, et forme des chromates à différents degrés de saturation. Selon M. Peligot, l'acide chromique se combine avec plusieurs chlorures pour former des sels particuliers.

Chromates. — Les chromates alcalins neutres ne cristallisent pas; les sous-chromates sont jaunes; les chromates

acides sont d'un rouge orangé. Les premiers forment des précipités jaunes dans les sels de bismuth et de plomb, rouges dans les sels de mercure, rouges foncés dans les sels d'argent ; dans les chromates neutres, la quantité d'oxigène de la base est à celui de l'acide comme 1 à 3.

OXIDES D'ANTIMOINE. — L'antimoine se combine à l'oxigène en quatre proportions, et il forme un sous-oxide, l'oxide antimonique, l'acide antimonieux et l'acide antimonique.

Les oxides d'antimoine sont réduits par l'hydrogène, par le charbon, par le soufre et par plusieurs métaux. Au chalumeau ils se dissolvent dans le borax ; avec le sel de phosphore ils donnent des verres incolores ; ils sont changés en chlorures volatils à la chaleur sombre par le sel ammoniac.

Sous-oxide. — Il se produit par l'action de la pile ou en exposant l'antimoine à l'air humide ; il est d'un gris noir, sans éclat ; sous l'influence de l'acide chlorhydrique il se transforme en métal et en oxide.

Oxide antimonique (Protoxide d'antimoine). — On l'obtient en oxidant l'antimoine par le contact de l'air ; il est d'un blanc pur. Vœhler a observé qu'il cristallisait, de même que l'acide arsénieux qui lui est isomorphe, sous deux formes incompatibles, l'octaèdre régulier et le système prismatique. Sa densité est de 5,56. Il fond à la chaleur rouge ; il est très volatil ; par le grillage il se transforme en partie en acide antimonieux ; il est insoluble dans l'eau. L'hydrate est un peu soluble dans quelques acides végétaux ; il se combine aussi avec les alcalis. Formule : $Sb^2 O^3$.

Acide antimonieux. — On le prépare en traitant l'antimoine par l'acide nitrique concentré et calcinant au rouge la poudre blanche qui se produit. L'hydrate s'obtient en saturant d'acide une dissolution d'antimonite de potasse. Il est d'un beau blanc, inaltérable par la chaleur, infusible et fixe. Son hydrate est blanc et rougit les couleurs bleues

végétales ; insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique ; il se dissout un peu dans l'acide sulfurique bouillant, mieux dans l'acide chlorhydrique ; l'eau le précipite de ses dissolutions acides. Formule : $Sb^2 O^4$.

Acide antimonique. — On l'obtient à l'état d'hydrate en décomposant l'antimoniate de potasse par l'acide nitrique ; à l'état anhydre en calcinant l'hydrate à une chaleur faible. Il est d'une couleur blanche légèrement jaune ; l'hydrate est blanc. A la chaleur rouge il abandonne une partie de son oxigène et se transforme en acide antimonieux ; il est insoluble dans l'eau et dans les acides, excepté l'acide chlorhydrique concentré et bouillant employé en grande quantité ; c'est un acide assez puissant.

Sels de protoxide d'antimoine. — Ils ont une faible saveur métallique ; leurs dissolutions se troublent quand on les étend d'eau, mais elles ne sont pas troublées quand l'acide est végétal. Le gaz sulfhydrique et les sulfhydrates les précipitent en orangé. Le fer, le zinc, l'étain, précipitent l'antimoine en poudre fine. Toutes les préparations d'antimoine solubles sont plus ou moins vénéneuses ; elles provoquent les vomissements avec une grande énergie et produisent quelquefois un effet purgatif ; le tannin les précipite ; le quinquina et la noix de galle sont leur contrepoison.

OXIDES DE CUIVRE. — On connaît au cuivre trois degrés d'oxidation. Ces oxides sont facilement réductibles par l'hydrogène, le carbone, le soufre, les substances organiques et par plusieurs métaux, entre autres le fer et le zinc. Ils forment des combinaisons fusibles avec la litharge.

Protoxide. — On le prépare en chauffant jusqu'à la fusion du deutoxide de cuivre avec un petit excès de cuivre métallique. L'hydrate s'obtient en précipitant un sel cuivreux par un alcali fixe. Il est de couleur orange. M. Malagutti prépare l'oxide anhydre pour les arts en fondant à une douce chaleur 100 de sulfate de cuivre et 57 de car-

bonate de soude, pulvérisant le mélange et y ajoutant 25 de limaille de cuivre, chauffant le mélange au rouge blanc pendant vingt minutes ; on pulvérise la masse refroidie et on lave. Il est d'un rouge de foie ; il se fond à la chaleur blanche. Chauffé avec le contact de l'air, il absorbe de l'oxigène et se convertit en deutoxide. Il a une grande tendance à se décomposer en cuivre métallique et en deutoxide. C'est ce qui arrive quand on le traite par l'acide acétique ou par l'acide sulfurique affaibli. L'acide chlorhydrique le dissout sans le décomposer ; l'ammoniaque le dissout également et la dissolution est incolore. Formule $=$ $Cu^2 O$.

Deutoxide. — Il se prépare en calcinant le nitrate de cuivre jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz. Il est noir ; il supporte une chaleur blanche sans se fondre ni se décomposer, mais il est facilement réductible par les corps combustibles ; c'est pour cela qu'on l'emploie dans les analyses végétales. Il se dissout dans la plupart des acides ; c'est une base forte. Il est soluble dans l'ammoniaque. Formule $=$ $Cu O$. Son hydrate est d'un bleu clair ; il s'obtient en précipitant une dissolution d'un sel de cuivre par la potasse.

Suroxide. — Il se prépare au moyen de l'eau oxigénée $Cu O^2$.

Sels cuivreux ou de protoxide de cuivre. — Ils sont pour la plupart insolubles dans l'eau ; à l'état humide ils absorbent l'oxigène de l'air et se transforment en sous-sels cuivriques. L'ammoniaque les dissout sans se colorer, mais les dissolutions bleuissent à l'air.

Sels cuivriques ou de deutoxide de cuivre. — Ils ont une belle couleur bleue ou verte ; leur saveur est très désagréable. Ils forment avec l'ammoniaque de belles dissolutions bleues. Le cyanure ferroso-potassique les précipite en brun rougeâtre, le gaz sulfhydrique et les sulfhydrates en noir. Avec les sels ammoniacaux ils forment presque tous des sels doubles, solubles dans un excès d'ammoniaque.

Oxides de plomb. — Il existe quatre combinaisons du plomb avec l'oxigène : le sous-oxide, le protoxide, le suroxide ou oxide puce, et le minium ou oxide intermédiaire. Tous ces oxides sont réductibles par l'hydrogène, le charbon, le soufre, les corps combustibles et les métaux très oxidables.

Sous-oxide. — Se forme par l'oxidation du plomb à l'air, ou par la calcination de l'oxalate en vase clos ; c'est une poudre d'un gris noir.

Protoxide. — S'obtient à l'état d'*hydrate* blanc en précipitant un sel de plomb par un alcali dissous ; par l'oxidation du plomb à l'aide de la chaleur. Quand il n'est pas fondu, il prend le nom de *massicot.* Il est pulvérulent et d'un jaune pâle fusible ; lorsqu'il est fondu, on le nomme *litharge* ; il se présente alors sous forme de lames micacées d'un jaune rougeâtre.

Le protoxide de plomb est une base énergique qui se combine facilement avec tous les acides par la voie sèche et par la voie humide; avec la silice et l'acide horique il forme des verres pesants. Formule $=$ Pb O. Cet oxide, sous forme de litharge et de massicot, est très employé dans les arts et en médecine.

Suroxide ou *oxide puce.* — On l'obtient en traitant le minium par l'acide nitrique ; il est de couleur puce foncée. Quand on le chauffe, il se convertit en protoxide si la température est suffisante. C'est un oxidant énergique. Les acides le dissolvent avec dégagement d'oxigène et formation de protosels. Formule $=$ Pb O^2.

Minium. — On le prépare en chauffant au contact de l'air, à une chaleur modérée, le massicot ou le carbonate de plomb réduit en poudre. Il est d'un rouge orange brillant ; il peut supporter sans décomposition une chaleur de 250° ; chauffé au rouge cerise, il laisse dégager de l'oxigène et se transforme en massicot. Ainsi nous voyons cet oxide absorber de l'oxigène à l'aide de la chaleur, et le perdre à

une température plus élevée. Il est ramené à l'état de protoxide par les corps qui produisent cet effet sur l'oxide puce. L'acide nitrique à froid le transforme en protoxide qui se dissout et en oxide puce qui reste. Il est composé de protoxide de plomb et d'oxide puce; les miniums fournis par le commerce ont des compositions très variables.

Sels de plomb.—Le protoxide seul en se combinant avec les acides forme des sels. Tous les sels de plomb sont vénéneux, même à petite dose; ils occasionnent des coliques connues sous le nom de coliques des peintres. Ceux qui se dissolvent dans l'eau sont incolores; ils ont une saveur sucrée et astringente. Les sulfates précipitent leurs dissolutions en blanc; le gaz sulfhydrique et le sulfhydrate d'ammoniaque les précipitent en noir. Le chromate de potasse les précipite en jaune; l'iodure de potassium les précipite également en jaune. Une lame de zinc ou d'étain donne un précipité de plomb métallique.

OXIDES DES MÉTAUX DE LA 5e SECTION. — Les seuls oxides de mercure dans cette section doivent nous arrêter.

OXIDES DE MERCURE. — Il en existe deux qui sont complétement réduits par la chaleur rouge.

Le *protoxide* (oxide noir de mercure) se prépare en réduisant du chlorure mercureux en poudre très fine et en le traitant par un excès de potasse caustique liquide. C'est une poudre noire que la chaleur ou la lumière transforme en mercure et en oxide mercurique.

Oxide mercurique (deutoxide de mercure). On l'obtient, soit en exposant le mercure, chauffé au point d'ébullition, à l'action de l'air, il se nomme alors *précipité perse;* soit en décomposant le nitrate par une chaleur bien ménagée, on le nomme *précipité rouge.* Quand on le précipite par un excès de potasse d'un sel mercurique, il est à l'état d'hydrate, d'une couleur jaune. L'oxide mercurique anhydre est d'une couleur qui varie du jaune orangé au rouge

foncé. Il est légèrement soluble dans l'eau et a une saveur très désagréable ; c'est une base puissante. Formule = Hg O.

SELS DE MERCURE.—Il existe deux séries de sel de mercure, correspondant aux deux oxides. Voici les propriétés qui leur sont communes. Les sels solubles ont une saveur particulière très désagréable. Lorsqu'on les chauffe avec du carbonate potassique, on a un sublimé de mercure métallique. Si on fait digérer un sel de mercure avec de l'acide phosphoreux ou hypo-phosphoreux, le mercure se sépare. En mêlant ce sel avec de l'acide chlorydrique concentrée et du chlorure stanneux, et chauffant légèrement, on obtient également du mercure. Une lame de cuivre précipite aussi le mercure métallique.

On distingue les sels mercureux des sels mercuriques en ce que les premiers donnent un précipité noir par la potasse ; les seconds, au contraire, donnent un précipité rouge.

Comme plusieurs combinaisons de mercure sont très vénéneuses, il est souvent nécessaire de constater la présence d'une petite quantité de mercure. Smithson met un petit grain de la substance à essayer sur une feuille d'or avec de l'étain, dans une goutte d'acide chlorhydriqne ; quand il y a du mercure, il se forme aussitôt un amalgame d'or sur la feuille d'or, et en lavant celle-ci, la place qu'occupait la matière présente une tache blanche qui disparaît en chauffant l'or.

OXIDES DES MÉTAUX DE LA 6e SECTION. — Nous allons étudier les oxides d'argent et d'or.

OXIDE ARGENTIQUE (*Deutoxide d'argent*). — On le prépare en précipitant le nitrate d'argent par un alcali fixe, et desséchant le précipité au-dessous de la chaleur rouge. Il est d'un brun olivâtre, d'une densité de 7,145, un peu soluble dans l'eau, et la solution a la réaction alcaline. Son *hydrate* est d'un brun clair ; il est très fusible avec le

borax ou les silicates. La chaleur le réduit. C'est une base énergique qui ressemble beaucoup à l'oxide plombique par ses propriétés chimiques. Formule : Ag O.

OXIDE ARGENTEUX. (*Protoxide d'argent*). — Ce degré inférieur de l'oxidation de l'argent a été découvert par Vœhler en chauffant ou du citrate ou du mellate d'argent dans un courant de gaz hydrogéné à une température de 100°. En dissolvant par l'eau on obtient une dissolution colorée, d'où on peut précipiter, au moyen de la potasse, le protoxide d'argent sous forme d'une poude noire. Formule : Ag^2 O.

Sels de deutoxide d'argent. — Ils sont en général incolores ; leurs dissolutions forment avec l'acide chlorhydrique ou les chlorures, un précipité blanc de chlorure d'argent léger, insoluble dans l'eau, qui, traité au chalumeau sur du charbon, donne un bouton d'argent métallique. Tous les métaux plus électro-positifs précipitent l'argent métallique. Les sels ferreux et stanneux en précipitent aussi l'argent métallique, et, par une propriété paradoxale, l'argent, lorsqu'on le fait bouillir avec un sel ferrique, s'y dissout en le réduisant à l'état de sel ferreux : mais il se précipite par le refroidissement, et le sel ferreux redevient ferrique. La plupart des sels d'argent sont colorés en noir par la lumière.

PROTOXIDE D'OR. — Il s'obtient en précipitant à froid le protochlorure par un alcali fixe en dissolution étendue ; il est d'un vert foncé, et se décompose spontanément en peroxide et en or métallique. Formule : Au^2 O.

PEROXIDE D'OR. — Le meilleur moyen de le préparer est, d'après Pelletier, de chauffer de la magnésie en excès avec le perchlorure d'or, et à laver le dépôt avec l'acide nitrique. Quand on emploie l'acide étendu, on a l'*hydrate ;* quand il est concentré, on a le peroxide. Le peroxide est noir; l'hydrate est d'un jaune rougeâtre ; la chaleur et les combustibles le réduisent avec la plus grande facilité,

Parmi les acides oxigénés, il n'est attaqué que par le nitrique; les hydracides le dissolvent très bien lorsqu'il est à l'état d'hydrate; avec l'ammoniaque, il forme un composé fulminant. Formule : $Au^2 O^3$.

On nomme *aurates* les combinaisons de cet oxide avec les bases; les dissolutions sont incolores et jaunissent par l'addition d'un acide.

Sels d'or. — On ne connaît que les sels haloïdes et les sulfosels d'or. Ils ont une belle couleur jaune ou orangée; ils se distinguent par la propriété qu'a le sulfate ferreux de précipiter l'or métallique sous forme d'une poudre brune qui prend l'éclat métallique sous le brunissoir.

AMMONIAQUE, AZOTURE D'HYDROGÈNE. (*Alcali volatil, alcali fluor, esprit de sel ammoniac*). — Après que Davy eut reconnu que la potasse et la soude étaient des oxides métalliques, il pensa que l'ammoniaque, qui jouait le même rôle que la potasse, devait être aussi l'oxide d'un métal particulier, auquel il proposa de donner le nom d'*ammonium*; mais toutes les recherches possibles n'ont pu le faire découvrir. M. Berzélius, qui adopta d'abord cette opinion, proposa ensuite le nom d'*ammonium* à une combinaison d'azote et d'hydrogène, qui, dans beaucoup de circonstances, en effet, joue le rôle d'un métal. Cette combinaison $= Az\ H^4$.

Propriétés physiques. — L'ammoniaque est un gaz incolore, transparent, d'une saveur âcre et caustique, d'une odeur piquante, caractéristique, qui provoque les larmes; sa pesanteur spécifique $= 0,591$; elle verdit fortement le sirop de violettes.

L'ammoniaque résiste à la plus forte chaleur; au contraire, un grand nombre d'étincelles électriques la décompose. Exposée à — 48°, elle se fige et devient opaque.

Propriétés chimiques. — L'oxigène et l'air ne la décomposent qu'à une température élevée : d'où résultent de l'eau, un peu d'acide nitrique et de l'azote libre.

Le carbone absorbe 90 mesures de ce gaz ; mais à une température élevée le carbone le décompose en donnant naissance à du gaz carbure d'hydrogène, à une substance d'odeur d'amandes amères, probablement de l'acide cyanhydrique.

Le soufre le décompose à chaud, en formant tout-à-coup un mélange d'azote et d'hydrogène gazeux, de sulfhydrate et de sulfhydrate sulfuré d'ammoniaque cristallisés.

L'iode le décompose de suite : il se forme un liquide visqueux, d'un aspect métallique, qu'on nomme *iodure d'ammoniaque;* cet iodure, continuant d'absorber de l'ammoniaque gazeuse, perd son éclat et sa viscosité. Si l'on verse de l'eau sur ce composé, il se forme sur-le-champ une poudre noire qui est l'iodure d'azote dont il a été déjà question.

Le chlore décompose l'ammoniaque, soit que l'un et l'autre soient à l'état de gaz, soit qu'ils soient en dissolution : il en résulte toujours de l'azote pur qui se dégage, de l'acide chlorhydrique qui, se combinant à de l'ammoniaque, forme du sel ammoniac; seulement, dans le premier cas, la décomposition se fait avec dégagement de calorique et de lumière.

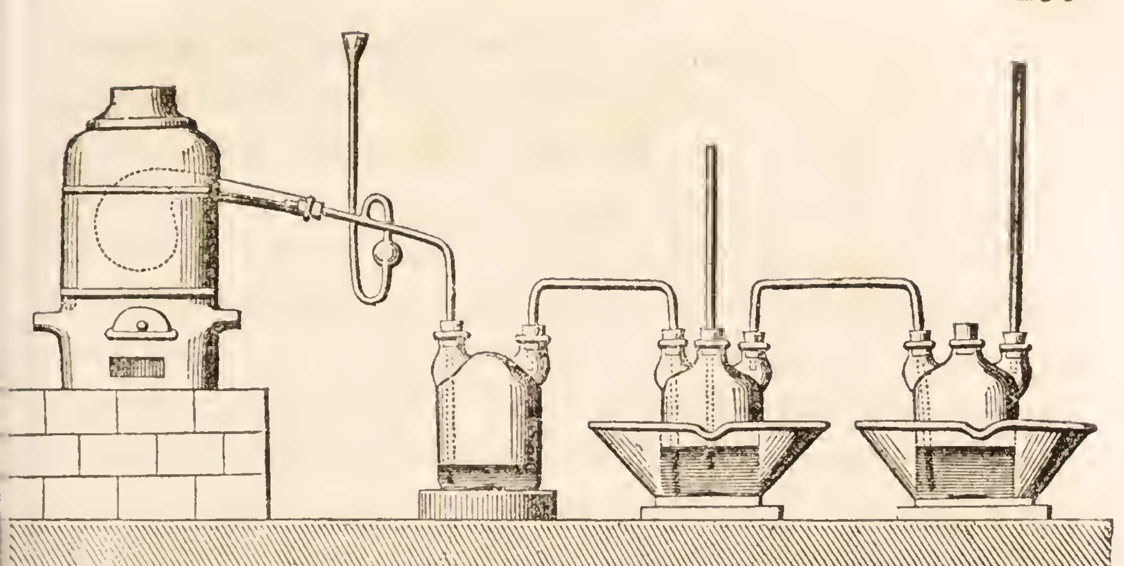
Plusieurs métaux à une température élevée décomposent le gaz ammoniac, tels sont le fer, le cuivre, l'argent, le platine et l'or; mais les deux premiers jouissent de cette propriété à un plus haut degré. Si l'on fait cette décomposition dans un tube de porcelaine incandescent, en faisant traverser le gaz ammoniac, on remarquera qu'il se dégage du gaz azotique et de l'hydrogène. De plus, selon M. Despretz, le fer et le cuivre absorbent un peu d'azote et deviennent cassants; les trois autres métaux n'augmentent pas de poids.

Si l'on chauffe du gaz ammoniac avec du potassium ou du sodium, ces métaux décomposent le gaz en dégageant un volume d'hydrogène égal à celui qu'ils auraient dégagé

de l'eau, l'azote s'unit au métal, forme un azoture, lequel entre lui-même en combinaison pour former un corps qu'on appelle *azoture ammoniacal de potassium ou de sodium.* Mais de tous les métaux celui qui offre les phénomènes les plus curieux est le mercure : uni au potassium ou au sodium, et mis en contact avec une dissolution de gaz ammoniac ou une dissolution d'un sel ammoniacal, on ne tarde pas à voir l'amalgame quintupler et même sextupler de volume et prendre la consistance de beurre en conservant son brillant métallique. Le même phénomène se passe avec du mercure seul, mais en se servant de l'influence de la pile. Dans tous les cas, il se forme le composé $Az\,H^4$ (ammonium), qui, jouant le rôle de métal, constitue avec le mercure un amalgame d'ammonium. En effet, soit que l'on se serve de potassium, soit que l'on emploie la pile, une certaine quantité d'ammoniaque est décomposée, de manière que son hydrogène à l'état naissant se combine avec de l'ammoniaque pour former le corps en question.

Composition. — L'ammoniaque, décomposée par l'étincelle électrique et analysée par l'oxigène, a montré une composition égale à 1 atome d'azote et 3 atomes d'hydrogène $= Az\,H^3$.

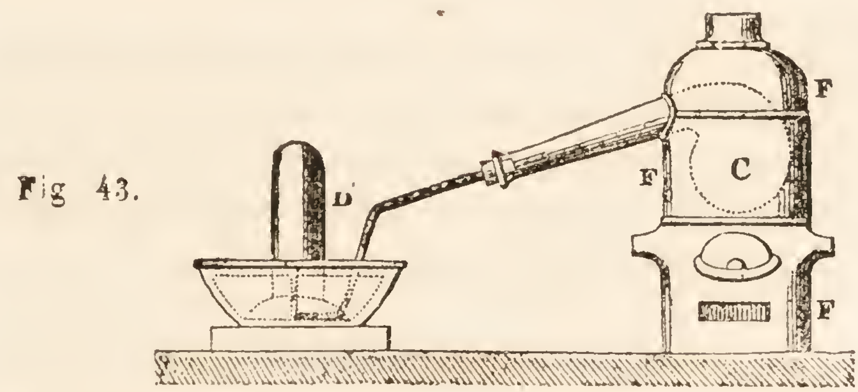
Ammoniaque liquide. — L'eau dissout à la température ordinaire 430 fois son volume de ce gaz, et cette dissolution, dont les propriétés ressemblent à celles de l'ammoniaque, porte le nom d'*ammoniaque liquide.* Pour se la procurer, on se sert de l'appareil de Woulf, disposé comme l'indique la figure 42. Le mélange qui doit produire l'ammoniaque est placé dans la cornue à laquelle est adapté un tube de Welter se rendant dans un flacon *dit de lavage*, ne contenant qu'une petite quantité d'eau. On met de l'eau dans les autres balcons jusqu'à moitié, et l'on y fait arriver un courant de gaz ammoniac; la combinaison se fait avec dégagement de chaleur; de là la nécessité de refroidir le vase où se fait la dissolution.



Etat naturel. — L'ammoniaque ne se trouve dans la nature qu'à l'état de combinaison, dans les excréments de chameaux, dans les urines et dans la plupart des matières animales putréfiées.

Préparation. — On obtient le gaz ammoniac en chauffant parties égales de chaux vive et de chlorhydrate d'ammoniaque dans une cornue C (fig. 43); la chaux s'empare de l'acide chlorhydrique, forme de l'eau et un chlorure, pendant que l'ammoniaque se dégage dans une cloche D, sous le mercure.

Fig 43.



Usages et applications. — L'ammoniaque a été très souvent employée pour combattre la morsure des animaux venimeux, soit administrée à l'intérieur, soit usitée extérieurement. On se sert souvent de l'ammoniaque comme réactif; on l'emploie pour détacher les étoffes tachées avec des corps gras.

Sels ammoniacaux. — L'ammoniaque est une base très énergique, qui rivalise avec les oxides métalliques de la première section. Elle forme avec les acides des sels qui offrent quelques propriétés particulières.

Tous les sels ammoniacaux sont sans couleur, à moins que l'acide ne soit coloré; ils ont tous une saveur piquante, presque tous cristallisent. Exposés au feu, presque toujours ces sels sont décomposés. Si l'acide est fixe, comme l'acide phosphorique, l'ammoniaque se dégage et l'acide reste libre; si l'acide n'est pas fixe, il est le plus souvent décomposé en même temps que l'ammoniaque elle-même; enfin, si l'acide est volatil, le sel lui-même se volatilise; cependant quelquefois il change d'état de saturation. L'eau dissout tous les sels ammoniacaux, et la dissolution n'est précipitée ni par les carbonates de potasse, de soude et d'ammoniaque, ni par les sulfhydrates, ni par le cyanhydrate de potasse; le chlorure de platine y forme un précipité jaune serin, et le sulfate d'alumine y détermine un précipité cristallin. Enfin, triturés avec de la potasse ou de la soude, ils dégagent tous du gaz ammoniaque.

Les sels ammoniacaux neutres sont composés d'un atome d'acide et de deux atomes d'ammoniaque.

Usages.—On emploie seulement le carbonate, le sulfate, le chlorhydrate, le sulfhydrate et l'acétate d'ammoniaque.

On obtient les composés ammoniacaux par la distillation des vieux chiffons et des os; c'est une branche de fabrication et de commerce assez importante.

§ IX. Des sulfures métalliques.

Historique. — Plusieurs sulfures, se rencontrant dans la nature, ont été connus de toute antiquité; leur histoire a particulièrement été éclairée par Berthollet, Vauquelin, Gay-Lussac, Berthier et Berzélius.

Préparation. — On peut les obtenir : 1° directement en combinant le métal avec du soufre, à l'aide de la cha-

leur; 2° en faisant agir le soufre sur plusieurs oxides métalliques. Sur les oxides des quatre dernières sections, l'oxigène de l'oxide se porte sur le soufre, forme de l'acide sulfureux qui se dégage, et il reste un sulfure; sur les métaux alcalins, par la voie sèche, il se forme des sulfures mêlés de sulfates, et par la voie humide, des sulfures mêlés d'hyposulfites; 3° on obtient encore les sulfures en faisant agir le gaz sulfhydrique sur plusieurs solutions salines de métaux des trois dernières sections. Voici l'appareil que l'on peut employer pour cette opération (fig. 44); 4° les sulfures insolubles peuvent tous s'obtenir par double décomposition, en employant un sulfure soluble et une solution saline du métal dont on veut obtenir le sulfure. M. Becquerel a obtenu, par l'électro-chimie, plusieurs sulfures cristallisés.

Fig. 44.

Propriétés chimiques des sulfures métalliques. — La chaleur décompose les sulfures des métaux de la 6ᵉ section, excepté celui d'argent. Les sulfures simples sont composés de telle manière qu'en décomposant l'eau ils forment du gaz sulfhydrique et un oxide salifiable. On voit qu'un atome de soufre dans un sulfure remplace 1 atome d'oxigène dans un oxide. Par rapport à l'action de l'eau sur les sulfures, on peut les partager en trois classes: 1° les sulfures solubles dans l'eau; ce sont ceux de la 1ʳᵉ section et ceux de magnésium, de glucinium, d'yttrium; 2° les sulfures insolubles hydratés; ce sont ceux de zinc, de manganèse, de fer. L'eau n'a pas d'action sur tous les autres sulfures métalliques. Les sulfures de la 2ᵉ section, soumis à l'action simultanée de l'eau et de la chaleur, se transforment en hydrogène sulfuré et en oxides. L'oxigène sec agit sur les sulfures, en les transformant en hyposulfites, sulfites, sulfates; tel est le cas des métaux alcalins; 2° en oxide; tel est le sulfure de plomb; 3° en oxisulfure;

ex.: le sulfure d'antimoine; 4° en métal et en acide sulfureux, comme le sulfure de mercure. Le chlore transforme les sulfures anhydres en chlorures métalliques et en chlorures de soufre. Le brôme et l'iode produisent des réactions semblables. Quelquefois l'iode se combine au sulfure et produit des iodo-sulfures.

Plusieurs sulfures, tels que ceux de plomb, d'antimoine, d'argent, sont décomposés par les métaux, tels que le fer. Ce procédé est usité dans les arts pour l'extraction de quelques métaux.

Usages, applications. — Un grand nombre de sulfures sont employés dans les arts et la médecine. Nous allons étudier les principaux.

Sulfures de potassium. — Berzélius admet cinq sulfures de potassium en proportions définies, et deux autres sulfures résultant de la combinaison des sulfures les uns avec les autres. Dans les sulfures définis les quantités de soufre sont entre elles comme 1, 2, 3, 4, 5. Formules : $S\,K$, $S^2\,K$, $S^3\,K$, $S^4\,K$, $S^5\,K$.

Protosulfure. — On le prépare en faisant passer sur du sulfate potassique chauffé au rouge dans un tube de porcelaine du gaz hydrogène. On peut le préparer facilement en prenant une dissolution de potasse caustique, faisant passer du gaz sulfhydrique jusqu'à saturation dans la moitié de la dissolution employée, et ajoutant ensuite l'autre moitié de la dissolution. Mais le meilleur moyen de le préparer avec facilité consiste à chauffer à la chaleur blanche dans des creusets brasqués des morceaux de sulfate potassique ; il en résulte un protosulfure mamelonné, cristallin, translucide. Ce sulfure fond avant la chaleur rouge, se dissout dans l'alcool et dans l'eau sans la colorer, mais en développant beaucoup de chaleur; quand il est très divisé avec du charbon, il peut s'enflammer au contact de l'air par l'action de l'humidité atmosphérique, c'est même la cause de *l'inflammation de plusieurs pyrophores.* Une dissolu-

tion de protosulfure de potassium exposée à l'air absorbe peu à peu l'oxigène et passe successivement à l'état d'hyposulfite, sulfite et sulfate, sans dépôt de soufre ; l'air lui rend l'oxigène que le carbone lui a enlevé. Le chlore, l'iode et le brôme précipitent le soufre et forment des chlorures, iodures, bromures. Les acides le décomposent avec dégagement de gaz sulfidhydrique sans dépôt de soufre.

Sulfhydrate de protosulfure de potassium, hydrosulfate de sulfure. — Le protosulfure de potassium absorbe le gaz sulfhydrique, et forme un composé susceptible de cristalliser. Le sulfure de potassium y est combiné avec le gaz sulfhydrique en une proportion telle que ces deux corps contiennent une quantité égale de soufre. On obtient cette combinaison par la voie sèche en faisant chauffer du potassium dans du gaz sulfhydrique en excès. Par la voie humide on prépare ce sel en faisant arriver du gaz sulfhydrique dans une dissolution de potasse jusqu'à saturation et en évaporant, en évitant le contact de l'air ; par l'évaporation du liquide on obtient des cristaux prismatiques incolores qui, lorsqu'on les chauffe avec le soufre, passent à un degré de sulfuration plus avancé en laissant dégager le gaz sulfhydrique.

Bisulfure de potassium. — On le prépare en dissolvant dans l'alcool du sulfhydrate de protosulfure de potassium, exposant la liqueur au contact de l'air jusqu'à ce qu'elle se trouble à sa surface, et en évaporant dans le vide.

Trisulfure de potassium. — On l'obtient en faisant passer un excès de vapeur de soufre sur du carbonate de potasse chauffé au rouge.

Quadrisulfure. — Si dans l'opération précédente on substitue du sulfate de potasse au carbonate, on obtient du *quadrisulfure.*

Per ou quintisulfure de potassium (*foie de soufre*). — Pour l'obtenir pur on chauffe un excès de soufre avec du protosulfure de potassium. Mais on l'obtient ordinairement

en chauffant un excès de soufre avec du carbonate de potasse; la combinaison commence à s'effectuer même à la chaleur du soufre fondant; le soufre en excès se dégage avec l'acide carbonique, et si l'on opère sur quatre atomes du carbonate de potasse, il en résulte trois atomes de persulfure et un atome de sulfate de potasse qui reste mélangé au sulfure.

Ce composé ainsi préparé est connu depuis long-temps sous le nom de *foie de soufre*. Il est très employé en médecine contre les maladies de la peau. Il est d'une couleur rougeâtre, il est déliquescent. La solution aqueuse exposée à l'air absorbe peu à peu l'oxigène et laisse déposer les 4/5 du soufre qu'elle contient, en passant successivement à l'état d'hyposulfure, sulfite et sulfate. Le gaz sulfhydrique en précipite du soufre très divisé et forme un sulfhydrate; action inverse de celle qu'exerce le soufre sur un sulfhydrate alcalin. Les acides y produisent tous un dégagement de gaz sulfhydrique, et un dépôt de soufre qui est hydrogéné dans certaines conditions que nous avons précisées à l'article du persulfure d'hydrogène (page 145). Le chlore, l'iode et le brome agissent sur lui comme sur le protosulfure. Les métaux lui enlèvent un excès de soufre, et il en résulte souvent des sulfosels.

Sulfures de sodium. — Ressemblent aux sulfures correspondants de potassium. Ils sont particulièrement employés en médecine contre les maladies de la peau. On préfère maintenant pour cet usage le *sulfhydrate de soude*, qui paraît exister dans plusieurs eaux sulfureuses naturelles, telles que celles de Barèges, etc.

Hydrosulfate d'ammoniaque. — Il se produit par la destruction des matières qui contiennent à la fois au nombre de leurs éléments l'azote et le soufre; c'est un des gaz délétères et infects qui se dégagent des fosses d'aisances. On peut l'obtenir en saturant de l'ammoniaque liquide par du gaz sulfhydrique. C'est un réactif très employé.

Protosulfure de barium. — On l'obtient en chauffant fortement le sulfate de baryte avec le charbon dans un creuset brasqué; ce sulfure est blanc, greuu, cristallin, soluble dans l'eau chaude et donnant des cristaux brillants incolores par le refroidissement. Il existe des polysulfures de barium qui n'ont point été examinés.

Sulfures de calcium. — On procède à leur préparation comme à celle des *sulfures de barium.* Le protosulfure est blanc, opaque, peu soluble dans l'eau. On obtient des *polysulfures* employés en médecine en faisant bouillir dans l'eau de l'hydrate de chaux et un excès de soufre.

Sulfures de fer. —Il en existe cinq en proportions définies. Plusieurs de ces combinaisons existent dans la nature; on les connaît sous le nom de *pyrite, pyrite martiale.* C'est un beau minéral jaune, qu'on a nommé *or des ânes,* parce qu'il n'est d'aucune utilité et que des ignorants le prennent pour une mine d'or.

Sulfure de plomb (*Galène*). C'est la mine de plomb la plus abondante; il cristallise en cube d'une couleur gris bleuâtre d'une densité de 7,585. On l'emploie sous le nom d'alquifoux dans la fabrication de certains verres ou poteries.

Sulfure d'étain. — Il en existe trois; le plus connu est le *persulfure,* qu'on désigne encore sous les noms *d'or mussif, or mosaïque, or de Judée.* Il se présente sous forme de belles lames micacées d'un beau jaune de laiton; on l'emploie pour frotter les coussins des machines électriques.

Sulfure de cuivre. — Le soufre se combine en plusieurs proportions avec le cuivre pour former des sulfures d'une couleur noire ou brune. Le protosulfure peut s'obtenir en faisant fondre du cuivre avec du soufre.

Sulfures de mercure. — Il existe deux sulfures de mercure correspondants aux deux oxides. Le *protosulfure* est noir; il s'obtient en précipitant un sel de protoxide par

le gaz sulfhydrique. La chaleur le décompose en mercure et en bisulfure; il est décomposé de même par la potasse qui dissout le deutosulfure. Formule : $Hg^2 S$.

Deuto ou *bisulfure, sulfure mercurique, cinabre, vermillon.* — Ce composé existe dans la nature; c'est la mine de mercure la plus abondante; mais on le fabrique dans les arts pour obtenir le *vermillon*, en faisant agir 85 de mercure sur 15 de soufre. Le sulfure de mercure est tantôt noir, tantôt rouge; il se volatilise sans se fondre à une température peu élevée; il cristallise en prismes hexaèdres. Il est réduit par l'hydrogène, le charbon et par un grand nombre de métaux, par les alcalis et leurs carbonates : à l'état de vermillon, c'est une couleur rouge très éclatante. Formule Hg S.

SULFURE D'ARGENT. — On peut le préparer directement en combinant l'argent au soufre. Il est d'un gris plomb, tendre, fusible, cristallisant facilement, indécomposable par la chaleur. Le grillage le décompose, l'hydrogène le réduit. Le fer et beaucoup d'autres métaux, y compris le cuivre, le décomposent à l'aide de la chaleur; les alcalis le décomposent en grande partie par la voie sèche. Il se fond avec l'argent en toutes proportions. Formule : Ag S.

SULFURES D'ARSENIC.—Il existe cinq sulfures d'arsenic, mais deux seulement méritent de fixer notre attention.

Sulfide hyparsénieux (*réalgar, ou rubis arsenical*). — Il se trouve dans la nature sous forme cristalline; on l'obtient en faisant fondre du soufre avec un excès d'acide arsénieux; on obtient une masse transparente d'un beau rouge rubis. Un mélange de 2 parties de réalgar, 1 de nitre et 9 de soufre, compose le feu indien.

Sulfide arsénieux (*orpiment*). — On l'obtient en précipitant par le gaz sulfhydrique une dissolution d'acide arsénieux dans l'acide chlorhydrique. C'est une belle poudre jaune insoluble dans les acides; il est décomposé par l'acide nitrique et l'eau régale. Chauffé en vase clos, il se fond et

se sublime ; en vase ouvert, il brûle avec une flamme bleue pâle. Il se trouve dans la nature en masses compactes, composées de lames jaunes, brillantes et flexibles. De même que le réalgar, avec lequel il se trouve souvent mélangé, il est très utile en peinture.

Il faut se garder de confondre l'orpiment natif et celui qu'on fabrique pour les arts en fondant le soufre avec l'acide arsénieux. Ce dernier contient une très grande proportion d'acide arsénieux libre et est très vénéneux. Les deux sulfures naturels étant insolubles sont moins dangereux.

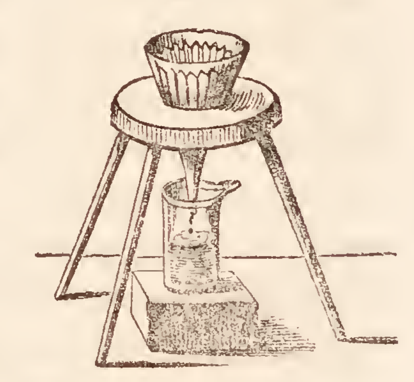
SULFURES D'ANTIMOINE. — Il en existe trois, mais un seul doit nous arrêter. Le *protosulfure*, *sulfure antimonique*, ou mieux *sulfide hypantimonieux* (antimoine cru), se trouve en grande quantité dans la nature. Il est d'un gris bleuâtre, métallique, extrêmement cassant; il est un peu moins fusible que l'antimoine métallique ; il cristallise confusément par le refroidissement ; il est volatil, mais la chaleur paraît le décomposer partiellement ; il se grille avec facilité, se transforme en oxide sans formation de sulfate. Chauffé à la chaleur blanche avec le carbone, il se produit du sulfure de carbone. Plusieurs métaux, et l'argent lui-même, le décomposent en séparant l'antimoine métallique. Les acides l'attaquent beaucoup plus facilement que l'antimoine ; avec l'acide chlorhydrique il se dégage du gaz sulfhydrique pur. Il contient ordinairement de l'arsenic. C'est la mine d'antimoine la plus répandue. Formule : $Sb^2 S^3$.

Kermès et soufre doré d'antimoine. — On fait usage en médecine de deux préparations sulfurées d'antimoine, connues sous le nom de *kermès* et de *soufre doré.* On a beaucoup discuté sur la nature de ces deux substances. Berzélius, dans son grand travail sur les sulfures, les regarde comme des sulfures hydratés ; Robiquet, Buchner et Henri fils soutiennent, au contraire, que ce sont des oxisulfures

hydratés. Gay-Lussac pense que le kermès est un oxisulfure qui retient une certaine portion d'alcali, qu'on ne peut lui enlever que par des lavages longuement continués; mais H. Rose paraît avoir démontré, dans un travail postérieur, que ces deux préparations sont des sulfures hydratés sans oxide combiné, que celles qu'on trouve dans le commerce sont presque toujours mélangées d'oxide d'antimoine et d'alcali dans des proportions variables; il est aussi certain que ces préparations diffèrent suivant les divers procédés employés pour les obtenir.

Kermès par la voie humide et les carbonates. — Ce procédé, indiqué par Clusel, est suivi par les pharmaciens, parce qu'il donne un kermès d'une plus belle nuance. On fait bouillir pendant une demi-heure, dans une chaudière de fonte, une partie de sulfure d'antimoine pulvérisé, 22 parties de carbonate de soude cristallisé, et 250 d'eau; on filtre la liqueur bouillante, on la reçoit dans des récipients chauds (fig. 45), on les couvre, on laisse refroidir. Après vingt-quatre heures le kermès est déposé; on lave bien, sans le contact de l'air, avec de l'eau privée d'air par l'ébullition; on le sèche à une température de 25°. On le conserve dans des vases fermés.

Fig. 45.



Le kermès préparé par les carbonates alcalins est léger, velouté, d'un rouge pourpre, foncé, brillant au soleil; il est insipide, inodore; il se décolore peu à peu au contact de l'air, et finit par prendre une teinte d'un blanc jaunâtre. Chauffé dans une cornue, il noircit en donnant de l'eau légèrement ammoniacale, due à ce qu'il absorbe avec avidité l'azote de l'air.

Soufre doré d'antimoine. — On donne ce nom au précipité formé par les acides dans les eaux-mères du kermès,

Ce précipité est un polysulfure hydraté; il est d'une belle couleur rouge jaunâtre.

§ X. Des sels en général.

Qu'est-ce qu'un sel?— Pour qu'un métal puisse se combiner aux acides, il faut toujours qu'il soit à l'état d'oxide. La combinaison qui en résulte porte le nom général de *sel;* mais comme il n'y a pas que les oxides qui puissent se combiner avec les acides, qu'au contraire l'ammoniaque, les alcalis végétaux, quinine, morphine, etc., se combinent aussi aux acides, on a étendu le nom de sel à ces combinaisons, et aujourd'hui on entend par sel *le composé qui résulte de la combinaison d'un acide avec une base salifiable.*

M. Berzélius, considérant que lorsqu'on met en contact un hydracide avec un oxide métallique, il se forme toujours un corps binaire possédant les mêmes propriétés, et, dans la plupart des cas, les mêmes réactions que les sels, donne au mot *sel* une extension plus générale; de là pour lui deux ordres de sels : 1° les sels binaires, 2° les sels ternaires.

Donnant le nom de *corps halogènes* aux métalloïdes qui, en se combinant immédiatement à un métal, donnent naissance à des composés binaires ayant les propriétés des sels, il désigne ceux-ci sous le nom de *sels haloïdes.*

Le chlore, par exemple, est un corps halogène qui, en se combinant au sodium, forme le sel marin, *sel haloïde,* qu'il serait difficile de ne pas considérer comme un sel.

Il appelle, au contraire, *sels amphides* les sels qui résultent de la combinaison de deux corps binaires, comme un acide avec un oxide, un sulfure basique avec un sulfure acide, un séléniure basique avec un séléniure acide, etc.

Ceci défini, montrons que les sels haloïdes se comportent comme les autres sels, et prenons pour exemple le chlorure e sodium. En effet, dissous dans l'eau ou seule-

ment mis en contact avec une petite quantité d'eau et traité par l'acide sulfurique, il se fait un dégagement d'acide chlorhydrique, et il se forme du sulfate de soude. D'un autre côté, si l'on dissout du chlorure de magnésium, et si à cette dissolution on ajoute de la potasse ou de la soude, il se fait un précipité d'oxide de magnésium, d'où il faut conclure que les chlorures offrent des réactions semblables aux sels seulement quand ils sont en présence d'une petite quantité d'eau. Ces propriétés ont fait élever des discussions tendant à prouver que ces sortes de sels dissous devaient ou ne devaient pas être considérés comme des combinaisons d'oxides et d'hydracides. Mais il ne s'est plus élevé de contestation sur cette question, si l'eau décompose les sels haloïdes et les transforme en oxides d'hydracides, depuis qu'il a été prouvé que le sel marin, par exemple, en supposant que l'eau se décompose par l'affinité du métal pour l'oxigène et du chlore pour l'hydrogène pour former du chlorhydrate de soude, ne pouvait plus se déposer comme chlorure de sodium, par la seule cause de la tension de l'eau par l'évaporation. M. Wilson a fourni encore une nouvelle preuve de la dissolution des sels haloïdes comme tels par l'eau, en examinant l'action de l'acide bromhydrique sur le chlorure d'or.

Ce qui va suivre s'appliquera plus spécialement aux sels amphides oxigénés, quoique l'on puisse, dans beaucoup de cas, en faire l'application à tous les autres sels.

De la neutralité des sels. — Nous avons vu, en traitant de la nomenclature, que les sels étaient *neutres, acides* ou *basiques*.

Ce qu'on entend par sel neutre, sel acide, sel alcalin.— Long-temps on a dit qu'un sel était neutre quand sa dissolution ne rougissait ni ne verdissait le sirop de violette, que tous ceux qui le rougissaient étaient acides ou à l'état de *sur-sel,* et que ceux qui le verdissaient étaient alcalins ou basiques; mais cette manière de déterminer l'état de saturation d'un

sel est très rarement exacte, et il en résulte que souvent on considérait comme sel acide ou comme sel basique un sel véritablement neutre. En effet, la neutralité est une propriété relative, qui dépend de l'affinité de l'acide pour l'oxide, et l'on doit considérer comme neutre l'état de saturation dans lequel l'acide et l'oxide perdent le plus leurs propriétés.

Mais si, au lieu de procéder ainsi pour déterminer la neutralité d'un sel, on les distingue d'après leur composition, qui, comme nous le verrons, est soumise à des lois remarquables, il est évident que l'on aura une manière sûre de trouver la neutralité d'un sel. En effet, supposons que nous ayons un acide énergique, l'acide sulfurique, et une base puissante, la potasse : en mêlant convenablement ces deux corps, il arrivera un point où le mélange n'aura aucune action sur le sirop de violette ; alors la combinaison sera neutre, et le sel obtenu sera le sulfate neutre de potasse. Maintenant, en chauffant ce sulfate au rouge obscur avec un excès d'acide sulfurique, on obtiendra un sel qui rougira le sirop de violette ; ce sera le sulfate acide ou bisulfate de potasse. Si l'on vient à faire l'analyse de ces sels, on trouve que dans le sulfate neutre la quantité d'oxigène de la base est à la quantité d'oxigène de l'acide comme 1 est à 3, et dans le sulfate acide comme 1 est à 6. Or, si l'on considère comme neutre celui dans lequel les rapports sont comme 1 est à 3, il est évident qu'il faudra appeler sulfates neutres tous ceux qui offriront cette composition. On arrivera de la même manière à déterminer la neutralité de tous les genres de sels.

Classification. — Les sels sont de la même *espèce* lorsqu'ils sont formés des mêmes bases et des mêmes acides dans les mêmes proportions ; les *variétés* sont déterminées d'après les différences dans la forme cristalline ; les *genres* sont formés de la réunion des espèces ayant pour principe commun l'acide ou le principe électro-négatif ; les *familles*

peuvent être formées par la réunion de genres ayant entre eux beaucoup de rapport : ainsi les chlorures, les iodures, les bromures, les fluorures, devront former une même famille ; il en est de même des arséniates et des phosphates, des sulfates et des séléniates, etc.

Propriétés physiques. — Tous les sels sont solides, excepté le sous-fluoborate d'ammoniaque et l'acétate d'ammoniaque, qui sont liquides. Tous peuvent prendre des formes cristallines. Leur pesanteur spécifique est plus grande que celle de l'eau, et en général dépend de la nature de l'oxide. Leur couleur est très variable ; il en est de même de leur cohésion. Leur saveur est ordinairement déterminée par la nature de l'oxide ou de la base : ainsi les sels de plomb sont sucrés, ceux de quinine amers, etc. Leur odeur est nulle ; cependant quelques sels ammoniacaux avec excès de base ont une odeur ammoniacale : tels sont les carbonate neutre et sesqui-carbonate d'ammoniaque.

Composition. — Tous les sels d'un même genre et au même état de saturation sont composés de telle manière que la quantité d'oxigène de l'oxide est proportionnelle à la quantité de l'acide. Il existe même entre la quantité d'oxigène de l'acide et la quantité d'oxigène de la base un rapport simple, tel que l'oxigène de l'un est un multiple par un nombre entier de l'oxigène de l'autre ; par exemple, on sait :

que le carbonate de plomb est formé de :	ac. carbonique 100, contenant 72 32 d'oxigène. protox. de plomb 506,06, cont. 36,29 d'oxigène.
que le carbonate de soude est formé de :	ac. carbonique 100, contenant 72,32 d'oxigène. soude 141,387, contenant 36,15 d'oxigène.

En jetant un coup d'œil sur les quantités d'oxigène des bases et de l'acide, on voit facilement la vérité de ce que nous avons avancé. On peut voir encore que dans les carbonates l'oxigène de l'acide est à l'oxigène de la base comme

2 est à 1. Mais comme les acides possèdent la propriété de se combiner aux bases, d'après la loi énoncée page 18, il en résulte que dans les bicarbonates l'oxigène de l'acide est à celui de la base comme 4 est à 1, etc. On peut en dire autant de tous les genres de sels.

Il doit résulter de ce qui précède que les différentes quantités de bases salifiables qui se combinent à un acide pour former un genre de sels, doivent être dans le même rapport que celles qui s'unissent à un autre acide pour former un autre genre de sels. Si donc on met en contact deux sels neutres, capables de se décomposer mutuellement, il doit en résulter deux nouveaux sels au même état de saturation ; c'est ce que l'exemple suivant prouve. Soit le sulfate de soude

formé de :	1 d'acide.		501,1
	1 de soude	1 de sodium.	290,9
		1 d'oxigène .	100,0

et l'azotate de baryte

formé de :	1 d'acide.		677,0
	1 de baryte	1 de barium.	256,9
		1 d'oxigène .	100,0

il est clair que, comme il faut à 501,1 d'acide sulfurique, une quantité d'oxide qui contienne 100,0 d'oxigène, et à 677,0 d'acide azotique une quantité d'oxide contenant également 100,0 d'oxigène ; il est clair, disons-nous, que, quelle que soit l'une des bases qui soit combinée à l'un des acides, le sel qui en résultera sera neutre, puisque les quantités d'acides et d'oxides sont dans les proportions voulues pour constituer un sel neutre. Maintenant il est clair que 677,0 d'acide azotique pouvant remplacer 501,1 d'acide sulfurique, *et vice versa*, ces quantités représentent le nombre proportionnel des deux acides ; de même que 956,9 de baryte et 390,9 de soude sont les quantités qui représentent les *équivalents* des deux bases, puisque mutuellement elles peuvent se remplacer pour constituer un sel au même état de saturation.

On peut encore déduire de la loi précédente les deux conséquences suivantes :

1° La composition des oxides et celle d'une espèce de sel d'un genre quelconque nous étant connues, on peut en conclure celle de toutes les espèces de ce genre. En effet, on sait que le sulfate neutre de plomb est formé de 100 d'acide sulfurique, et de 279 de protoxide de plomb, contenant 20 d'oxigène : il n'y aura donc qu'à remplacer cette quantité d'oxide de plomb par une quantité d'un autre oxide contenant aussi 20 d'oxigène pour avoir la composition de ce nouveau sulfate ; que ce soit, par exemple, le bi-oxide de cuivre, comme il en faut 99,13 pour former un sel neutre, on trouvera que le sulfate est formé de 100 d'acide et de 99,13 d'oxide de cuivre.

2° On peut encore, à l'aide de cette loi, arriver à connaître la quantité d'oxigène que contient un oxide qui serait irréductible. Supposons, en effet, que ce soit la baryte dont on veuille connaître la composition : il faudra commencer par la combiner à l'acide sulfurique, et l'on verra que 100 d'acide exigent 191,39 de baryte. Or, on sait que pour former un sulfate neutre 100 d'acide sulfurique exigent une quantité de base qui contient 19,99 d'oxigène ; il faut donc en conclure que les 191,99 de baryte contiennent 19,99 d'oxigène.

Propriétés chimiques. *Action de la chaleur.*—Soumis à l'action de la chaleur, certains sels se volatilisent sans décomposition ; d'autres, au contraire, sont entièrement fixes ; seulement, ceux-ci fondent d'abord dans leur eau de cristallisation quand ils en contiennent, se dessèchent, puis éprouvent une nouvelle fusion qu'on nomme *ignée.* Enfin d'autres se décomposent en perdant leur acide, et quelquefois les oxides se suroxident, d'autres fois ils se désoxident, ce qui arrive aux sels des deux dernières sections. Quelquefois enfin l'eau qui contient un sel n'y est qu'à l'état d'interposition ; alors le feu, en vaporisant cette eau, fait briser

les parties salines avec un bruit particulier qu'on nomme *décrépitation.*

Action d'un courant voltaïque. — Tous les sels, pourvu qu'ils soient humectés ou dissous, sont susceptibles de décomposition par un courant voltaïque; alors le métal se rend au pôle négatif, et l'oxigène et l'acide se rendent au pôle positif.

Action de l'eau. — L'eau dissout un grand nombre de sels; cette solubilité dépend de l'affinité du sel pour l'eau et de sa cohésion. En général, elle est en raison directe de la première cause et en raison inverse de la seconde. On remarque que l'ébullition de l'eau saturée d'un sel se fait à une température d'autant plus élevée que l'affinité du sel pour l'eau est plus grande. On peut donc mesurer cette affinité en plongeant un thermomètre dans la dissolution bouillante. Tous les sels dont la base est la soude, la potasse ou l'ammoniaque sont solubles, à moins qu'ils ne soient avec excès d'*acide insoluble.* Également tous les sels avec excès d'*acide soluble* sont eux-mêmes solubles. En général, ceux qui sont avec excès de base sont insolubles ou peu solubles, à moins que la base ne soit soluble.

En général les sels sont plus solubles à chaud qu'à froid, d'où il suit que, par le refroidissement, la dissolution doit abandonner une portion du sel; mais comme cette séparation ne se fait que progressivement, les particules du sel se réunissent par les faces qui se conviennent le mieux, d'où résulte un agrégat de particules salines, affectant la forme d'un *cristal.* L'eau qui reste après que les cristaux se sont formés prend le nom d'*eau-mère.*

Quand l'eau ne peut plus dissoudre d'un sel, on dit qu'elle est saturée, mais souvent elle peut dissoudre un autre sel, et quelquefois même l'autre sel lui donne la propriété de dissoudre du premier. La dissolution d'un sel dans l'eau se fait toujours avec absorption de calorique, et d'autant plus que le sel est plus soluble.

Si l'on mêle de la glace avec un sel soluble, tous deux se liquéfieront, ce qui n'aura lieu qu'en empruntant beaucoup de calorique aux corps environnants. La production de froid est d'autant plus grande que la combinaison est plus prompte et la disparition des deux corps plus complète. C'est au moyen de ces mélanges, qu'on nomme *mélanges frigorifiques*, que l'on se procure des froids artificiels très intenses.

Mélanges frigorifiques. — Leur emploi est déjà ancien. On se servit d'abord de nitre pour cet objet; dès 1550 on rafraîchissait déjà le vin à Rome au moyen de ce sel. Bacon, en 1620, a écrit qu'on pouvait congeler l'eau avec de la glace et du sel. C'est vers 1660 qu'on appliqua les mélanges frigorifiques à la préparation des glaces et sorbets. C'est Procope qui importa cet art à Paris, et les glaces plurent si vite aux Parisiens, qu'en 1676 on comptait à Paris deux cent cinquante boutiques ou l'on débitait des glaces. Valker le premier fit congeler l'eau au milieu de l'été en se servant uniquement de sels et d'acides étendus; et le 20 avril 1787 il parvint à congeler le mercure.

Voici les recettes les plus simples de mélanges frigorifiques : 5 *p. de chlorhydrate d'ammoniaque*, 5 *de nitre et* 16 *d'eau* procurent un abaissement de température de 22°. On peut employer ce mélange pour glacer les crèmes, rafraîchir le vin et l'eau.

Neige ou *glace pilée*, 2 p., *sel*, 1 p. On obtient ainsi un abaissement de température de 15°. C'est le mélange frigorifique employé ordinairement dans les laboratoires et par les limonadiers pour fabriquer les *glaces* et les *sorbets glacés*. Cependant on réussit beaucoup mieux en remplaçant le sel par du *chlorure de potassium*.

Neige, 2 parties; *acide sulfurique étendu*, 1 partie. On obtient ainsi un abaissement de température considérable. Ce mélange est employé dans les laboratoires de chimie.

Sulfate de soude cristallisé, 4 p., *acide sulfurique à* 41° 3 p. C'est le mélange le plus propre à obtenir de la glace au milieu de l'été d'une façon économique.

Action de l'air. — Exposés à l'action de l'air, les uns attirent l'humidité que ce fluide contient, et se résolvent en liqueur; on les nomme *sels déliquescents*; les autres, au contraire, perdent de leur eau et leur transparence, et tombent en poussière; ils sont dits *efflorescents*. Remarquons pourtant que, dans un air saturé d'humidité, tous les sels solubles sont déliquescents. Quant aux sels insolubles, rarement ils s'altèrent.

Action de l'oxigène. — Les sels formés par quelques acides et quelques oxides d'un degré inférieur d'oxidation peuvent absorber l'oxigène, les sulfites, les phosphites, par leur acide qui se transforme en acide plus oxigéné; les sels de protoxide de fer et étain par leur oxide. Il faut, pour que cette absorption se fasse bien, que le sel soit dissous ou humecté.

Action des métaux. — Examinons ce qui se passe *lorsqu'un sel est décomposé par un métal*. Le potassium et le sodium, à une chaleur élevée et à sec, décomposent presque tous les sels; tantôt ils ne décomposent que l'acide du sel, d'autres fois ils décomposent l'acide et l'oxide en réduisant le métal.

Si le sel est en dissolution, les métaux de la première section décomposent l'eau de préférence au sel, s'oxident, et s'unissant à l'acide du sel en précipitent la base; quand le métal appartient à l'une des quatre dernières sections, alors il n'a plus d'action sur les sels des deux premières, mais il peut agir sur une dissolution de sels des mêmes sections que le métal, en se substituant à la place du métal que contenait le sel, pourvu que le métal décomposant ait plus d'affinité pour l'oxigène et l'acide que celui de la dissolution. Ainsi, le fer précipite le cuivre, le zinc précipite le plomb, le cuivre précipite le mercure, etc.

Ce qu'il y a de remarquable dans cette décomposition, c'est que la quantité de métal précipité et celle du métal qui se substitue sont toujours constantes et proportionnelles ; c'est-à-dire que si l'on prend la quantité du métal précipité et celle du métal précipitant, on trouve que, bien que ces quantités soient différentes, elles s'équivalent. Il résulte de cela que si le sel de la dissolution est neutre, le nouveau sel sera neutre lui-même. Si l'on cherche à réduire en chiffres les quantités des deux métaux, on verra, par exemple, pour le cuivre et le fer, que 791,39 du premier sont remplacés, dans le sel, par 339,21 de fer. Or, ces quantités étant celles qui absorbent 100 d'oxigène, il en résulte que les deux sels doivent être au même état de saturation, si nous nous rappelons ce que nous avons dit de la composition des sels. Il en résulte encore que 791,39 et 339,21, représentent la *proportion*, ou l'*équivalent chimique* de ces métaux.

Il arrive pourtant, si la dissolution reste en contact avec le métal précipitant, que le métal précipité est en plus grande quantité qu'il ne devait l'être ; mais c'est que le métal, en se déposant, enveloppe de toutes parts le métal précipitant, et lui ôte tout contact avec la dissolution saline, d'où résulte un élément de la pile qui continue la décomposition ; c'est ce qui arrive dans les cristallisations nommées *arbre de diane* et *arbre de saturne*.

Arbre de saturne. — La cristallisation métallique la plus remarquable est celle que l'on produit avec une lame de zinc dans une dissolution d'acétate de plomb ; pour l'obtenir, on prend de l'eau contenant la 30e partie de son poids de ce sel ; on en remplit presque entièrement un flacon à large goulot, d'environ 3 litres ; et l'on fait plonger, dans la partie supérieure de cette dissolution, par exemple aux trois quarts de sa hauteur, une lame de zinc suspendue au bouchon du flacon par le moyen de fils de laiton, en ayant soin de faire descendre quelques uns de ceux-ci beaucoup

au-dessous de la lame; peu à peu le zinc et les fils se recouvrent de paillettes de plomb très brillantes et en si grand nombre qu'elles finissent par remplir presque entièrement le vase. L'expérience n'est ordinairement terminée qu'au bout de quelques jours.

Arbre de diane. — Il est une autre cristallisation métallique dont on s'est beaucoup occupé autrefois; c'est celle qu'on produit avec le mercure et le nitrate d'argent. A cet effet, on met 15 à 20 grammes de mercure dans un verre à pied, et l'on verse dessus 50 à 60 grammes de dissolution de nitrate d'argent, contenant environ 7 à 8 grammes de sel; on couvre le verre et on l'abandonne à lui-même. L'argent se précipite, dans l'espace de quelques jours, sous forme de petits cristaux brillants qui se combinent avec une petite quantité de mercure, et qui s'arrangent de manière à former un grand nombre de rameaux dont la hauteur est quelquefois de plusieurs millimètres. Cette cristallisation était connue autrefois sous le nom d'*arbre de diane*, parce qu'elle ressemble à une sorte de végétation, et qu'alors l'argent s'appelait *diane*. A cette époque, le plomb s'appelait *saturne;* on a donné, par la même raison, le nom *d'arbre de saturne* à la cristallisation précédente.

Parmi les métaux, les uns sont précipités sous forme de poudre noire : tels sont l'antimoine, l'arsenic, le palladium; les autres sont précipités avec leur brillant métallique : tels sont particulièrement le plomb, le cuivre, le mercure, l'argent; le cuivre se précipite en lames, et l'argent en houppes très légères et très brillantes, composées d'une multitude de petits cristaux.

Action des oxides. — Examinons ce qui se passe *lorsqu'un sel est décomposé par une base.* Les oxides de la première section, la magnésie et l'ammoniaque décomposent tous les sels en s'emparant de leur acide, en tout ou partie. Dans le premier cas, l'oxide se précipite; dans le

second, il se forme un sel *double*, qui se précipite ou reste en dissolution. Si la quantité d'oxide ajouté n'est pas assez grande, il peut le plus souvent se former un précipité qui est un *sous-sel*, ou sel avec excès de base.

Action des acides. — Examinons ce qui se passe *lorsqu'un sel est décomposé par un acide.* Quand on verse un acide dans une solution saline, le plus souvent il ne paraît rien se passer; cependant, si l'acide que l'on ajoute a plus d'affinité pour l'oxide que l'acide du sel, celui-ci est éliminé, et comme le plus souvent les acides sont solubles, ceux-ci restent en dissolution, et par leur présence contrebalancent souvent l'effet de l'acide ajouté. Si l'acide mis à nu était ou volatil ou insoluble, il se volatiliserait ou se précipiterait. Souvent aussi le nouveau sel formé est insoluble; alors il se précipite.

Quelques acides qui seraient éliminés par d'autres, parce qu'à une basse température ils sont peu énergiques, deviennent au contraire capables de chasser les plus forts acides quand la température est rouge : c'est ce qui arrive aux acides borique, phosphorique, etc., qui sont fixes, ou supportent une haute température sans se volatiliser.

Les oxides qui paraissent avoir le plus d'affinité pour les acides sont ceux de la première section, la magnésie et l'ammoniaque; mais leur affinité dépend en général de l'acide, comme l'affinité de l'acide pour les bases dépend de la nature de la base.

Parmi les acides, ceux qui sont les plus énergiques sont les acides sulfurique, phosphorique, azotique, chlorhydrique, chlorique, etc., et, à une température élevée, les acides borique, phosphorique, silicique, etc.

L'ordre de la tendance à se combiner des acides et des bases paraît être le suivant :

Acide sulfurique { baryte, strontiane; potasse et soude; chaux; ammoniaque et magnésie.

Acides azotique, azoteux phosphoreux, hypo-phosphorique chlorique, hyperchlorique chlorhydrique, bromhydrique iodhydrique, sulfhydrique	potasse et soude ; baryte et strontiane ; chaux ; ammoniaque et magnésie.
Pour la plupart des autres acides	baryte, strontiane et chaux ; potasse et soude ; ammoniaque et magnésie.

Remarquons que l'ammoniaque et la magnésie ont une énergie à peu près égale ; que l'ammoniaque décompose les sels de magnésie en partie, et que la magnésie, à son tour, décompose les sels ammoniacaux en partie.

Action des sels les uns sur les autres. — De l'action qu'exercent les sels les uns sur les autres résultent des phénomènes que l'on peut énoncer en quatre lois principales :

1° Quand on chauffe ensemble deux sels qui, par l'échange de leurs acides et de leurs bases, peuvent donner naissance à un sel volatil et à un sel fixe, la décomposition a constamment lieu.

2° Si l'on mêle ensemble deux sels en dissolution, et que de leur réaction puissent se former un sel soluble et un sel insoluble, la décomposition se fera toujours, à moins que le sel insoluble et le sel soluble puissent, en se combinant, former un sel double, ce qui est très rare. Cette sorte de réaction porte, en chimie, le nom de *double décomposition.*

3° Si l'on met en contact un sel insoluble avec un sel soluble, et que ces sels contiennent les éléments capables de former deux sels insolubles, leur décomposition est forcée.

4° Enfin, si l'on fait bouillir quelque temps un sel insoluble avec le carbonate de soude ou de potasse en dissolution, il y aura décomposition du sel insoluble, à moins que ce sel ne soit un silicate.

Quelques sels peuvent encore être mis en contact sans qu'il y ait apparition d'aucun phénomène ; alors on peut

supposer qu'il ne se passe rien : mais si l'on vient à évaporer la liqueur, on voit que, des quatre sels qui pourraient résulter de la combinaison des deux bases et des deux acides, celui qui est le moins soluble est celui qui se forme toujours, etc.

Les sels peuvent encore se combiner les uns avec les autres, et former des combinaisons plus complexes et que l'on nomme *sels doubles*.

Long-temps on n'a connu que quelques sels doubles, parce qu'on agissait sous l'influence de l'eau; mais dans ces derniers temps M. Berthier a montré que, par la voie sèche, on pouvait en obtenir un bien plus grand nombre.

Parmi les sels doubles employés, on peut citer l'alun, qui est un sulfate double d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque; le sulfate de soude et de chaux; le sulfate de soude et de magnésie; le phosphate de soude et d'ammoniaque; le tartrate de potasse et de soude, etc.

État naturel. — Beaucoup de sels se trouvent dans la nature, mais la chimie en produit encore un plus grand nombre.

Préparation. — Pour préparer les sels, on suit plusieurs procédés, dont les principaux peuvent être réduits à cinq :

1° En combinant directement un acide avec un oxide;

2° En traitant les carbonates par les acides;

3° En traitant, soit à froid, soit à chaud, un métal par un acide;

4° En employant la voie des doubles décompositions;

5° Enfin, pour obtenir des sels avec excès de base, en versant un peu de potasse, de soude ou d'ammoniaque dissous dans une dissolution saline en excès.

Usages et applications. — Un grand nombre de sels sont employés dans les arts, l'industrie, la médecine. Nous allons maintenant traiter les genres de sels qui contiennent les espèces les plus employées.

§ XI. Des sels les plus employés.

CHLORURES (*Hydrochlorates*, *Muriates*). — Les chlorures se comportent de différentes manières quand on les expose à l'action du feu. Les chlorures d'or, de platine, de rhodium, se décomposent complétement; d'autres, tels que le bichlorure de cuivre, passent à un état moindre de *chloruration;* enfin d'autres se fondent, tels sont les chlorures alcalins, etc. Beaucoup sont volatils.

L'eau dissout la plupart des chlorures; mais quelques uns, tels que les chlorures de quelques métaux acidifiables, la décomposent en donnant lieu à de l'acide chlorhydrique et à un acide métallique. Le chlorure d'argent, le protochlorure de mercure, etc., sont complétement insolubles.

L'acide sulfurique les décompose en dégageant de l'acide chlorhydrique et formant un sulfate; l'acide azotique les décompose en partie, et forme de l'eau régale.

Caractères génériques. —Toutes les fois qu'un sel traité par l'acide sulfurique fait effervescence et répand dans l'air des vapeurs blanches et piquantes; que traité par le bioxide de manganèse et l'acide sulfurique il donne lieu à un dégagement de chlore; que, dissous s'il en est susceptible, et traité par de l'azotate d'argent, il forme un précipité caillebotté, soluble dans l'ammoniaque et insoluble dans l'acide azotique, on en conclura que ce sel est un *chlorure.*

Les chlorures sont toujours composés de telle manière qu'ils correspondent aux oxides d'un même métal : d'où il résulte que 2 atomes de chlore équivalent à 1 atome d'oxigène; un chlorure qui correspond à un protoxide, formé de 1 atome d'oxigène, doit contenir 2 atomes de chlore $=$ $R\,Cl^2$.

Nous ne parlerons que des chlorures les plus employés.

CHLORURE DE SODIUM (*Sel marin, Sel de cuisine*, *Hydrochlorate de soude*, etc.). — Le sel a été employé

dès les premiers âges du monde. Dieu, en créant l'homme, lui donna le sel et les fruits de la terre. Il n'existe point de produit minéral plus universellement répandu et plus utile aux animaux; il leur est presque aussi indispensable que l'air qu'ils respirent. On croit généralement que le sel marin n'est employé que comme condiment, et qu'on pourrait facilement s'en passer: c'est une grave erreur; le sel est un des *agents indispensables* de la nutrition. Sous l'influence d'appareils qui fonctionnent comme des piles et qui se rencontrent dans l'économie, le sel marin est décomposé en acide chlorhydrique qui se produit dans l'estomac, et qui est *absolument nécessaire* pour opérer la dissolution des aliments solides, et en soude qui, combinée avec l'acide carbonique, joue un rôle important dans les phénomènes de la vie. Répétons le bien ici pour populariser cette grande vérité, *l'homme et les animaux ne pourraient long-temps subsister si on les privait complétement de sel.*

État. — Le sel se montre sous deux états dans la nature, tantôt en couches plus ou moins considérables dans le sein de la terre, tantôt en dissolution dans la plupart des eaux, et en particulier dans celles de la mer. Il y a des mines de sel gemme dans presque tous les pays; mais les plus célèbres en Europe sont celles de Wieliczka et de Bochnia, près de Cracovie: elles s'étendent jusqu'en Moldavie. Elles ont été découvertes vers le milieu du XIII[e] siècle, sous le règne de Boleslas V, roi de Pologne; et depuis cette époque, ces salines ont été une source inépuisable de richesse. Elles ont une longueur de plus de 100 myriamètres; leur largeur est quelquefois de 40 myriam. Elles sont actuellement exploitées à une profondeur de plus de 400 mètres, et à 65 mètres environ au-dessous du niveau des mers. La quantité de sel qu'on a tirée de ces mines depuis leur découverte s'élève à plus de 600,000,000 de quintaux. On ne connaît en France qu'une seule mine de sel gemme : c'est

celle de Vic, dans le département de la Meurthe, découverte en 1819.

Quand on ne rencontre pas le sel à l'état solide, il faut le retirer par évaporation des eaux de la mer ou de plusieurs sources salées qu'on trouve dans presque tous les pays du monde, qui en contiennent de grandes quantités. Dans le midi de l'Europe, on fait arriver l'eau de la mer dans des espaces particuliers nommés *marais salants*, et l'eau s'évapore par la chaleur du soleil. Dans le Nord, on évapore l'eau des fontaines salées au moyen du feu; mais auparavant on l'obtient à un certain état de concentration, en l'élevant dans des bâtiments d'où on la fait descendre à l'état de grande division au moyen de fagots. Elle est ainsi répandue sur une grande surface et s'évapore rapidement. On achève l'évaporation dans des vases en fer. Le sel est produit à si bon marché dans les marais salants, que 100 kilogrammes se vendent 25 centimes!

Le *sel gris*, outre les matières terreuses qui le colorent, contient des chlorures de calcium et de magnésium qui le rendent déliquescent, ainsi que du sulfate de chaux et de magnésie. On purifie le sel gris en le calcinant. On décompose ainsi le chlorure de magnésium qui s'y trouve mélangé; on le fait ensuite dissoudre dans l'eau, on filtre et on évapore, et on a le sel blanc.

Le sel marin est presque aussi soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude, en sorte qu'il ne cristallise point par le refroidissement, mais par une évaporation suivie. A 0° l'eau en dissout un peu plus qu'à + 14°; à — 10° on obtient dans une dissolution saturée des cristaux hexagonaux contenant 51,59 d'eau pour 100.

Le sel marin cristallise en cubes sans eau; mais, évaporé dans des vases de plomb, il cristallise en aiguilles prismatiques. Quand on jette sur le feu le sel cubique, il décrépite à cause de l'eau interposée.

Ce sel est blanc, d'une saveur qui plaît à beaucoup d'a-

nimaux et qui est caractéristique; il est inaltérable à l'air, à moins qu'il ne contienne des sels qui le rendent déliquescent; il ne contient que de l'eau d'interposition, ce qui fait qu'il décrépite quand on le chauffe à la chaleur rouge; il entre en fusion, et se volatilise si la température est très élevée. Sa formule est $Na\ Cl^2$.

Usages et applications. — Tout le monde connaît les usages du sel marin. En chimie, on s'en sert pour préparer le chlore, etc.; dans les arts, pour obtenir la soude artificielle, l'acide chlorhydrique, les hypo-chlorites, etc.

L'exploitation du sel rapporte au trésor des sommes considérables. Le principal argument des défenseurs du droit, c'est que la perception en est très facile, qu'elle ne suscite aucune réclamation. Mais le législateur ne devrait jamais perdre de vue que cet impôt atteint plutôt le pauvre que le riche, qu'il frappe un objet dont l'homme ne peut se passer, que son prix élevé nuit au développement de l'agriculture, à l'éducation des animaux domestiques en général, et du cheval en particulier. Si on comparait attentivement l'état de la race chevaline chez les nations où le sel est libre de droits, et chez celles où cette production est grevée et monopolisée, on s'apercevrait bientôt que cet impôt est ruineux; car il faut importer des chevaux pour une valeur qui équivaut presque à celle que donne le fatal monopole du sel.

Eau de mer. — C'est un liquide transparent, ayant une légère odeur, une saveur salée, amère et nauséabonde, d'une densité de 1,028. Elle a été analysée par un grand nombre de chimistes : 500 parties d'eau de mer contiennent, selon Marcet, 13,30 de sel marin, 2,33 de sulfate de soude; 0,616 d'hydrochlorate de chaux, et 2,577 d'hydrochlorate de magnésie. M. Gay-Lussac a constaté que dans l'océan Atlantique la proportion de sel marin varie entre 3,48/100 et 3,77/100. M. Balard a découvert récemment dans l'eau de mer du bromure de magnésium. Enfin on y trouve aussi des traces d'hydriodates et des principes orga-

niques dont la présence paraît être due à la décomposition des végétaux et des animaux qui y vivent.

Administrée à l'intérieur, l'eau de mer a une action irritante assez énergique : à la dose de 1 à 4 verres, elle agit comme purgative et occasionne souvent des vomissements; administrée en plus petite quantité, on dit en avoir retiré de bons effets dans le traitement de certaines affections cutanées, de maladies scrofuleuses, etc.

On prescrit fréquemment les bains de mer; ils exercent une influence tonique très marquée; on en retire de bons effets dans les affections scrofuleuses, les engorgements articulaires, le rachitisme, la chlorose, certaines maladies nerveuses. On les a employés avec avantage comme moyen préservatif des difformités de la taille, et pour consolider les guérisons obtenues par les moyens mécaniques. Enfin ces bains sont utiles pour combattre la constitution lymphatique des enfants et les divers accidents qui dépendent d'une asthénie locale ou générale.

Le capitaine Freycinet, dans son voyage autour du monde, s'est procuré de bonne eau pour le service de son équipage en *distillant l'eau de la mer* et abandonnant l'eau distillée pendant quinze à vingt jours au contact de l'air; cette eau perdait peu à peu sa saveur désagréable, et devenait semblable à l'eau de rivière. Dernièrement on a construit des appareils distillatoires qui fonctionnent d'eux-mêmes, en utilisant la chaleur perdue par la cuisine de l'équipage.

CHLORURE DE BARIUM. — Ce sel est âcre, très piquant, vénéneux, inaltérable à l'air, soluble dans l'eau plus à chaud qu'à froid, cristallisant par le refroidissement en prismes à quatre pans très larges et peu épais. Exposé au feu, il décrépite et fond. Mis en contact avec une eau qui contienne la plus petite quantité d'un sulfate, il y occasionne un précipité blanc de sulfate de baryte. Formule : $BaCl^2$.

On le prépare en faisant un mélange de sulfate de baryte et de chlorure de calcium, le calcinant, le traitant ensuite

par l'eau bouillante qui dissout le chlorure de barium formé; celui-ci cristallise après l'évaporation de la dissolution. Il faut éviter de laisser l'eau long-temps en contact avec le mélange calciné, autrement il se reformerait du sulfate de baryte.

Usages. — En médecine on s'en sert contre les scrofules et les tumeurs blanches, et en chimie comme réactif.

CHLORURE DE CALCIUM. — Âcre, très piquant, amer, très déliquescent, ce qui fait qu'on l'emploie pour dessécher les gaz. Chauffé dans un creuset, il fond et donne lieu à un solide qui, frotté, paraît lumineux à l'obscurité, et que l'on nomme *phosphore de Homberg*.

S'obtient en traitant le carbonate de chaux par l'acide chlorhydrique, et évaporant le liquide qui en résulte. Ensuite on le calcine pour l'obtenir sec et le rendre propre à absorber l'humidité.

Usages, applications. — Employé à l'état sec pour dessécher les gaz; très utile à l'état de dissolution pour arrêter les incendies.

CHLORURES D'ÉTAIN. — Le *bi-chlorure d'étain* ($Sn\,Cl^4$) anhydre est liquide, transparent, très limpide, très volatil, d'une odeur piquante et insupportable, d'une saveur très caustique. Exposé à l'air, il s'y vaporise et y répand des fumées très épaisses. Mis en contact avec peu d'eau, il cristallise en donnant lieu à un petit bruit, et à de la chaleur due à son avidité pour l'eau. Dans une plus grande quantité de ce liquide, il s'y dissout entièrement.

On l'obtient en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution de protochlorure d'étain, et concentrant la liqueur. On l'obtient encore directement en traitant l'étain par l'eau régale.

Le *protochlorure d'étain* ($Sn\,Cl^2$) est en aiguilles blanches, d'une saveur styptique, plus soluble à chaud qu'à froid, cristallisant en gros octaèdres si la dissolution est peu concentrée; enlève l'oxigène à une foule de corps, et passe à l'état d'oxido-chlorure insoluble.

On l'obtient à l'état hydraté, en traitant l'étain pur en grenaille par l'acide chlorhydrique liquide, et rapprochant la liqueur.

Usages, applications. — Ce sel est employé dans les fabriques de toiles peintes pour enlever certaines couleurs. Il sert à la préparation du précipité pourpre de Cassius. Quant à la teinture écarlate, on préfère, comme mordant, le bi-chlorure d'étain.

PROTOCHLORURE D'ANTIMOINE (*Beurre d'antimoine*). — Blanc, demi-transparent, très caustique, paraissant onctueux. Fusible au-dessous de la chaleur de l'eau bouillante, et cristallisant en tétraèdres par le refroidissement. Exposé à une chaleur au-dessous du rouge, il se volatilise. A l'air, il se résout en liqueur, en absorbant l'humidité que contient ce fluide. Mis en contact avec l'eau en assez grande quantité, il en résulte un précipité blanc de protoxide d'antimoine, et une liqueur contenant de l'acide chlorhydrique et du protochlorure non décomposé.

On peut l'obtenir directement en combinant le chlore avec l'antimoine. Mais le procédé le plus suivi aujourd'hui consiste à traiter le sulfure d'antimoine par l'acide chlorhydrique : il se fait de l'acide sulfhydrique et du chlorure d'antimoine qui reste dissous; on concentre la liqueur, et on la distille pour obtenir le protochlorure.

Usages, applications. — On l'emploie pour bronzer les métaux, pour obtenir l'*oxido-chlorure d'antimoine* (poudre d'Algaroth), ce qui se fait en le versant dans huit fois son poids d'eau. En médecine on s'en sert comme corrosif pour cautériser.

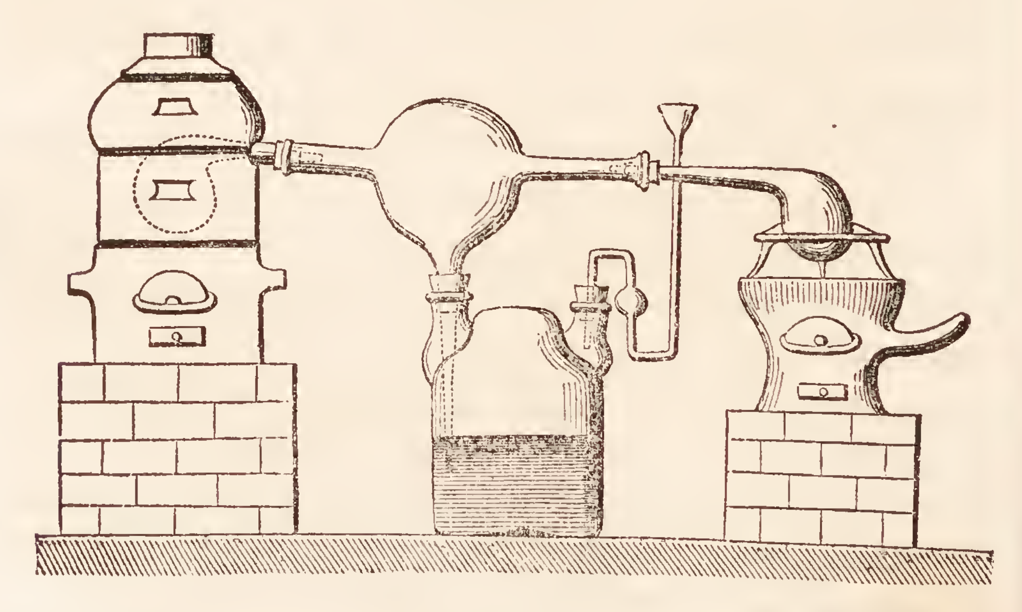
CHLORURES DE MERCURE (*Protochlorure* (Hg Cl), *Mercure doux*, *Calomel*, *Panacée mercurielle*). — Ce sel est blanc, insipide, volatil sans décomposition, inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau, cristallisable par voie de sublimation en prismes quadrilatères. La lumière le noircit; il ne se dissout pas dans l'acide chlorhydrique, mais

bien dans le chlore ; alors il passe à l'état de bichlorure. Mis en contact avec une dissolution alcaline, il noircit et se transforme en oxide de mercure.

On prépare le protochlorure de mercure par voie de double décomposition, en versant l'une dans l'autre une dissolution d'azotate, de protoxide de mercure, et une dissolution de chlorure de sodium, puis lavant le précipité. On nommait autrefois ce protochlorure *précipité blanc*. On le prépare encore en sublimant un mélange de sulfate de protoxide de mercure et du sel marin, ou bien en triturant parties égales de mercure et de bichlorure de mercure, et sublimant le mélange.

Voici le procédé qu'on emploie pour obtenir le protochlorure de mercure sous un état de très grande division. On place le mélange intime de bichlorure de mercure et de mercure dans une cornue de terre contenue dans un fourneau à réverbère ; on chauffe : la vapeur de protochlorure arrive dans le ballon qui surmonte le flacon bitubulé ; il y arrive en même temps de la vapeur d'eau que l'on produit dans une cornue en verre. La disposition de l'appareil

Fig. 46.



(fig. 46) montre la manière de conduire cette opération,

qui fournit le *calomélas à la vapeur*, qu'on doit laver avec le plus grand soin pour le dépouiller du sublimé corrosif qu'il pourrait retenir.

Usages. — On s'en sert comme purgatif et vermifuge ; il agit beaucoup moins énergiquement que le sublimé.

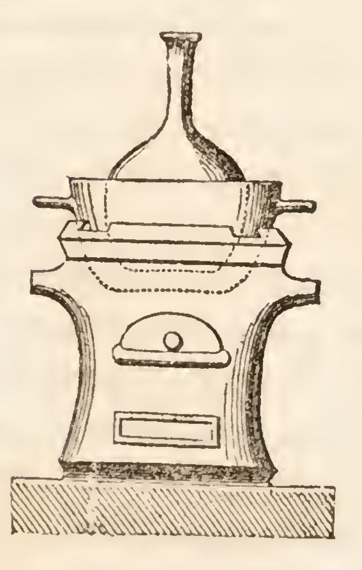
Bi-chlorure, sublimé corrosif ($Hg\,Cl^{2}$), blanc, inaltérable à l'air, d'une saveur styptique très désagréable, très vénéneux, même à la dose de quelques centigrammes. Il se vaporise sans altération, et cristallise alors en petites aiguilles prismatiques. Cette vapeur a pour caractères de blanchir une lame de cuivre. L'eau en dissout 1/20 à la température ordinaire, et 1/3 à celle de l'eau bouillante.

L'alcool et l'éther le dissolvent aussi très bien.

L'albumine et le gluten se combinent instantanément avec le bichlorure de mercure : aussi les a-t-on conseillés dans les cas d'empoisonnements par ce sel, qui, avec le gluten et l'albumine, forme une combinaison qui est infiniment moins vénéneuse que le bichlorure.

On se procure ce sel en chauffant dans des matras un mélange intime de quatre parties de sel commun, d'une partie de bi-oxide de manganèse, et cinq parties de sulfate de bi-oxide de mercure. Bientôt la réaction s'établit, et le bichlorure formé vient se sublimer à la partie supérieure du matras (fig 47). Le résidu n'est plus que du sulfate de soude, et du manganèse moins oxidé. Remarquons que le manganèse n'est employé que pour transformer les portions de protoxide du mercure en bi-oxide de mercure.

Fig. 47.



Usages, applications. — Le sublimé est un médicament

précieux contre plusieurs maladies. On s'en sert aussi pour conserver les matières animales. Il forme avec elles d s combinaisons insolubles.

PROTOCHLORURE D'OR. — Ce sel est légèrement jaune, décomposable par la chaleur en or et en chlore, insoluble dans l'eau froide, et se transformant en or et en tri-chlorure par l'eau bouillante; sa formule est (Au Cl). On le prépare en dissolvant des feuilles d'or dans de l'eau régale un peu étendue d'eau, et évaporant à siccité à environ 200° de température.

TRI-CHLORURE D'OR. — Sous forme de masse cristalline, couleur rouge intense. Exposé au feu, il commence par fondre, puis se décompose complétement; il est déliquescent et très soluble dans l'eau. On l'obtient de la même manière que le précédent, si ce n'est qu'il faut cesser l'évaporation, lorsque le chlorure a pris une couleur rouge rubis. On laisse refroidir, et le chlorure cristallise.

Combiné à l'acide chlorhydrique, il forme le chlorhydrate de tri-chlorure, qui est un sel jaune pâle, en aiguilles cristallines, d'une saveur très styptique et très désagréable. Desséché dans le vide, il se colore en vert. Exposé au feu, il abandonne d'abord son acide chlorhydrique, puis se décompose en chlore et en or. L'eau le dissout parfaitement : cette dissolution produit sur la peau des taches pourpres, qui ne s'en vont qu'avec l'épiderme. On attribue cette coloration à la réduction de l'or. Tous les corps avides d'hydrogène la décomposent, et en précipitent de l'or. Le sulfate de protoxide de fer y forme un précipité d'or très divisé. Si l'on verse dans cette dissolution un mélange de protochlorure et de bi-chlorure d'étain, il se forme un précipité pourpre, que l'on connaît sous le nom de *pourpre de Cassius*. On ne sait pas bien encore ce qui se passe dans cette réaction; cependant, selon Berzélius, ce précipité peut être considéré comme un double stannate hydraté de protoxide d'or et de protoxide d'étain. Cette manière de

voir est partagée par beaucoup de chimistes. MM. Proust et Buisson pensent que l'or y est à l'état métallique.

Si l'on y verse de l'ammoniaque, il se fait un précipité jaunâtre, qui, lavé et séché doucement, constitue l'*or fulminant*.

Le *chlorhydrate de tri-chlorure d'or*, que l'on emploie aussi comme réactif, s'obtient en dissolvant l'or dans l'eau régale et concentrant convenablement la liqueur.

PROTOCHLORURE DE PLATINE. —Sous forme de poudre grise verdâtre, insoluble dans l'eau, décomposable par une chaleur rouge, se prépare comme le protochlorure d'or.

BI-CHLORURE DE PLATINE. —D'une couleur rouge orangée, cristallisant en prismes; il est déliquescent, soluble dans l'eau et l'alcool. Sa dissolution aqueuse concentrée est rouge-brun; elle n'est que jaune si elle est étendue.

Quand on verse de l'ammoniaque dans la dissolution concentrée, on obtient un précipité de *chlorhydrate, de platine et d'ammoniaque*, qui, calciné, lai se pour résidu le platine sous forme d'éponge. On l'obtient en dissolvant le platine dans l'eau régale.

CHLORURE DE COBALT. — ($Co\ Cl^2$). Il est sous forme d'écailles gris de lin, lorsqu'il est anhydre. Chauffé à l'abri du contact de l'air, il peut être volatilisé. Il possède une saveur très styptique. Soluble dans l'eau, si sa solution est concentrée, elle a une belle couleur bleue; étendue, elle passe au rose. Cette dissolution, convenablement évaporée, donne des cristaux rouge rubis de chlorure hydraté. L'alcool le dissout.

Lorsque la dissolution n'est que rose, si l'on vient à tracer des caractères sur du papier, en séchant ils disparaissent; mais si on les chauffe, ils paraissent sur-le-champ, et deviennent bleus, en perdant une portion de l'eau qu'ils contiennent. Par le refroidissement, ils disparaissent peu à peu, parce qu'ils reprennent à l'air un peu d'humidité. Si on les chauffait trop fort, la couleur noire

qui se forme ne disparaîtrait plus par le refroidissement. Cette dissolution, en raison de cette propriété, porte le nom d'*encre de sympathie.*

Lorsqu'on mêle une dissolution de ce chlorure, qui est bleue, avec une dissolution de perchlorure de fer qui est jaune, on obtient l'encre de sympathie verte.

On peut préparer ce chlorure en faisant passer un courant de chlore sur du cobalt chauffé au rouge. Dans ce cas, il est anhydre; on peut encore l'obtenir en traitant le carbonate de cobalt par l'acide chlorhydrique, et concentrant la liqueur; mais, dans ce cas, les cristaux que l'on obtient sont hydratés.

Chlorydrate d'ammoniaque (*Sel ammoniac*). — Ce sel est blanc, doué d'une saveur piquante, soluble dans moins de trois parties d'eau à 15°, et dans une moindre quantité d'eau bouillante. Il cristallise en longues aiguilles qui se groupent sous forme de barbes de plumes. Soumis à l'action du feu, il fond dans son eau de cristallisation, bout, et puis se sublime sous forme de vapeurs blanches. Chauffé avec de la craie, il se dégage du carbonate d'ammoniaque, et il reste du chlorure de calcium.

On trouve le sel ammoniac dans les urines humaines et dans la fiente de quelques animaux, des chameaux en particulier. On l'obtient en sublimant la suie qui résulte de la combustion de la fiente des chameaux. En France, on l'obtient en décomposant le sulfate d'ammoniaque par le chlorure de sodium Le sulfate d'ammoniaque lui-même provient de la réaction du sulfate de chaux sur le carbonate d'ammoniaque, et ce dernier sel lui-même est produit en distillant dans des cylindres de fonte les os et les chiffons de laine. La fabrication du sel ammoniac est une industrie importante. Le résidu qui reste dans les cylindres est employé sous le nom de *noir animal.* (Voyez p. 53.)

Usages.— On se sert de ce sel pour faire l'ammoniaque, le carbonate d'ammoniaque; il est encore employé pour

décaper les métaux; les chaudronniers en consomment de grandes quantités pour cet usage; on l'emploie en médecine comme stimulant.

IODURES MÉTALLIQUES. — Tous les iodures métalliques sont solides; quelques uns offrent de belles couleurs. Ex. : *Bi-iodure de mercure.* A une température rouge, l'oxigène décompose tous les iodures, excepté ceux de potassium, de sodium, de plomb, de bismuth. Le brome et le chlore chassent l'iode de tous les iodures. Les iodures solubles dissolvent une quantité d'iode égale à celle qu'ils contiennent. L'eau dissout plusieurs iodures; elle en décompose quelques uns, comme l'iodure d'antimoine qui donne de l'acide iodhydrique, et de l'oxide d'antimoine. Plusieurs iodures, tels que ceux de potassium, de mercure, sont fréquemment employés en médecine contre les affections scrofuleuses et les maladies de la peau.

IODURE DE POTASSIUM. — On l'obtient en dissolvant de l'iode dans la potasse, jusqu'au point où la liqueur commence à se colorer; on l'évapore, il se dépose de l'iodate de potasse, dont on chasse l'oxigène par la chaleur; on redissout le tout dans l'eau et on fait cristalliser. Baup a indiqué un procédé plus économique; on mêle de l'iode avec de l'eau et de la limaille de fer en excès, il se forme de l'iodure de fer que l'on décompose par le carbonate de potasse; on filtre et l'on évapore. L'iodure cristallise en cubes blancs très solubles dans l'eau.

PROTO-IODURE DE MERCURE. — C'est une poudre vert foncé qui devient rouge quand on la chauffe.

DEUTO-IODURE DE MERCURE. — S'obtient par double décomposition en mêlant une dissolution de bichlorure de mercure et d'iodure de potassium; c'est une poudre écarlate qui devient jaune par la fusion au feu. Il forme des combinaisons solubles avec les iodures et les chlorures alcalins.

CARBONATES. — L'acide carbonique peut se combiner avec certaines bases en trois proportions, et former des

carbonates neutres, des sesquicarbonates et des bicarbonates; dans ces sels, les quantités d'acides sont entre elles comme les nombres 1 1/2 et 2.

Les carbonates de potasse, de soude, de baryte et de lithine sont les seuls qu'une chaleur élevée ne décompose pas. Tous les autres perdent leur acide carbonique; tous, à l'exception des carbonates de potasse, de soude et de lithine, sont insolubles, mais quelques uns de ceux qui sont insolubles se dissolvent dans un excès d'acide carbonique. Chauffés avec du bore, du phosphore ou du charbon, ils sont tous décomposés; de là résultent divers produits faciles à prévoir.

Caractères génériques. — Tous les acides les décomposent en dégageant leur acide carbonique avec une sorte de boursouflement qu'on nomme *effervescence.* Quand le gaz qui se dégage est sans couleur, n'a qu'une odeur légèrement piquante et ne répand point de vapeurs blanches dans l'air, le sel est un carbonate.

Les carbonates neutres sont formés de telle manière que l'oxigène de la base est à l'oxigène de l'acide comme 1 : 2.

CARBONATE DE POTASSE (*Sel de tartre, sel d'absinthe, de centaurée, potasse*, etc.). — Ce sel est blanc, âcre, caustique, verdissant le sirop de violettes, très soluble, déliquescent à l'air, cristallisant difficilement en lames rhomboïdales; fusible à la chaleur blanche et ne se décomposant que par un courant de vapeur d'eau; alors l'acide carbonique se dégage et il se fait un hydrate. Il est formé de 1 atome d'acide et de 1 atome de base $= KO, CO^2$.

Ce sel ne se trouve pas dans la nature, mais il se forme toutes les fois qu'on brûle un végétal. Pour l'obtenir à peu près pur, on fait un mélange de bitartrate de potasse et de sel de nitre pulvérisé; on les projette dans une bassine de fonte chauffée au rouge; le mélange s'enflamme, les acides tartrique et azotique se décomposent en même temps que

de l'acide carbonique prend naissance et se combine à la potasse du bitartrate et de l'azotate de potasse ; le résidu est du carbonate de potasse, qu'on sépare d'un peu de charbon en le lessivant et évaporant la liqueur à siccité.

Les chimistes l'emploient comme réactif, ou pour préparer l'hydrate de potasse.

Potasses du commerce. — Ce produit, qui possède les mêmes propriétés que le sel précédent, est du carbonate de potasse, contenant les quantités variables de sulfate de potasse, de chlorure de potassium, d'un peu d'alumine, de silice, de chaux, d'oxides de fer et de manganèse.

On le prépare dans les pays où les bois sont abondants, comme en Russie, en Amérique, etc. ; pour cela, on brûle les bois, on lessive à chaud la cendre qui en résulte, et la liqueur est évaporée à siccité ; dans cet état la matière solide est connue sous le nom de salin ; on calcine ce salin, pour détruire quelque matière combustible qui reste encore, et la matière refroidie est renfermée dans des tonneaux bien fermés, et livrée au commerce sous le nom de potasse du pays qui la fournit. De là les variétés de potasse, connues sous les noms de *potasse de Russie*, *d'Amérique*, *de Trèves*, *des Vosges* et *de Dantzick.*

Usages, applications. — On se sert de cette potasse dans la fabrication de l'alun, du salpêtre, du savon mou, des lessives, etc.

Carbonate de soude. — Blanc, âcre, légèrement caustique, très soluble dans l'eau, plus à chaud qu'à froid, et cristallisant par le refroidissement en prismes rhomboïdaux. Il est efflorescent. Chauffé, il fond dans son eau de cristallisation, la perd, puis subit la fusion ignée ; ne se décompose que par un courant de vapeur d'eau.

Il est formé de 2 atomes d'acide carbonique, 1 atome de base et 10 atomes d'eau $= (\text{Na O, C O}^2) + 10 \text{ H}^2 \text{ O}$.

Ce sel ne se trouve pas dans la nature ; celui que l'on trouve et que l'on prenait pour du carbonate de soude

n'est que du sesquicarbonate. M. Gay-Lussac a prouvé que celui que l'on obtient en brûlant les plantes marines ne provient que de la décomposition de l'oxalate de soude contenue dans ces plantes.

On l'obtient à l'état de pureté en faisant cristalliser à plusieurs reprises la soude du commerce.

On s'en sert quelquefois dans les laboratoires comme réactif, et quelquefois aussi dans les arts.

Bicarbonate de soude et de potasse. — Ces sels, que l'on emploie aujourd'hui assez souvent, et dont les propriétés sont analogues aux carbonates neutres de potasse et de soude, s'obtiennent en laissant en contact une dissolution concentrée de potasse ou des cristaux de carbonate de soude, avec un excès d'acide carbonique, dans un appareil particulier, où est exercée une pression plus ou moins considérable. Il est remarquable que ces sels, moins solubles que les carbonates neutres, se précipitent à mesure qu'ils se forment.

Soudes du commerce. — Elles sont formées de carbonate de soude en quantité variable, de sulfate de soude, de sulfure de sodium, de sel marin, de carbonate de chaux, d'alumine, de silice, d'oxide de fer, de charbon, etc.

On connaît dans le commerce deux sortes de soudes, la *naturelle* et l'*artificielle*.

La *soude naturelle* se prépare en brûlant dans des fossés les plantes marines, de manière que la combustion soit entretenue plusieurs jours. Il en résulte une masse noire, compacte, vitrifiée, qui, concassée, constitue la soude du pays où elle se fabrique.

On connaît des soudes de différents pays ; celle que fournit l'Espagne, et qui est connue sous le nom de *soude d'Alicante*, est la plus riche. Celles qu'on récolte en France, et qui portent les noms de *soude de Narbonne*, *de blanquette* ou *d'Aigues-Mortes*, *de varech* ou *soude de Normandie*, sont beaucoup moins riches. En effet, la première

contient de 20 à 40/100 de carbonate sec, tandis que les autres n'en renferment que 14 à 15/100, telles que la soude de Narbonne, ou 3 à 8/100, comme la blanquette; enfin celle de varech en contient infiniment peu.

La *soude artificielle* s'obtient en calcinant fortement, dans un four à réverbère, un mélange fait avec les substances suivantes :

1,000 parties de sulfate de soude sec, —1,000 de craie, — 550 de charbon.

Pendant que la masse est pâteuse, on la brasse avec un ringard, et quand il ne se dégage plus de gaz on retire la masse qu'on fait refroidir. Quand on veut s'en servir on doit la traiter par l'eau froide, car l'eau chaude décomposerait l'oxisulfure de calcium et dissoudrait du sulfure. La théorie de ce qui se passe s'explique ainsi :

Le charbon réduit le sulfate de soude à l'état de sulfure de sodium, en passant à celui d'acide carbonique et d'oxide de carbone. Le sulfure de sodium et la craie réagissent de manière à former du carbonate de soude et du sulfure de calcium, lequel, se combinant à une partie de la craie réduite à l'état de chaux, constitue l'oxisulfure de calcium que l'eau froide n'attaque pas.

Usages, applications. — Les soudes du commerce sont employées dans la préparation du savon, du verre, des lessives et dans plusieurs opérations de teinture.

Avant 1795, presque toutes les soudes qu'on importait en France provenaient d'Espagne; lorsque la guerre eut interrompu les communications entre les deux pays, la Convention nationale fit un appel aux chimistes français pour trouver un *moyen usuel* pour extraire la soude du sel marin. De tous les procédés qui furent jugés par la commission instituée à cet effet, un seul a survécu, c'est celui du chimiste Leblanc, que nous avons précédemment indiqué, et qui, sauf de très légères modifications, est encore usité aujourd'hui. Cette découverte a créé en France une des in-

dustries les plus prospères, une de celles qui ont le plus influé sur les progrès d'arts importants (fabrication des glaces, du savon, etc.); elle a affranchi nos manufactures d'un tribut annuel de plus de 20 millions, et, chose à jamais déplorable que la postérité se refusera à croire, Leblanc s'étant ruiné pour donner à son procédé la perfection nécessaire, est mort à l'hôpital! Les gouvernements qui succédèrent à la Convention n'acquittèrent point la dette sacrée que la France avait contractée envers lui.

Carbonate de chaux. — Ce sel est blanc, sans saveur ni odeur, cristallisant en une multitude de formes, pouvant toutes être réduites en un rhomboïde; il est complétement insoluble dans l'eau, à moins qu'elle ne contienne un excès d'acide carbonique; décomposable au feu en formant un résidu qui n'est que la chaux ordinaire.

Il est très abondamment répandu dans la nature, il s'y trouve à l'état de pureté et constitue le beau marbre blanc. Le plus souvent il est coloré par des oxides métalliques, ou mélangé d'autres substances. C'est lui qui constitue les différents marbres colorés, les pierres à bâtir ou pierres calcaires, l'albâtre, l'arragonite, le spath d'Islande, la craie, les madrépores, les coraux, etc.

Quand on veut l'employer, on se sert de la craie ou du marbre blanc; cependant, pour les usages de la médecine, on le prépare quelquefois par la voie des doubles décompositions.

Il est formé de 1 atome d'acide et 1 atome de chaux = CaO, CO^2.

On s'en sert communément pour faire la chaux pour bâtir. A l'état de marbre on en fait des statues, des colonnes, des vases, etc.

Sesquicarbonate d'ammoniaque (*Carbonate d'ammoniaque, sel volatil concret* ou *d'Angleterre*). — Blanc, caustique et piquant, d'une odeur d'ammoniaque très prononcée, verdissant le sirop de violette; volatil, même à

l'air libre, soluble dans l'eau froide, mais pas dans l'eau bouillante, tant il est volatil.

Ce sel existe dans les urines pourries : alors il provient de la transformation de l'*urée*, qui, s'appropriant les éléments de l'eau, passe à l'état de carbonate d'ammoniaque.

On l'obtient en chauffant ensemble du chlorhydrate d'ammoniaque et du carbonate de chaux mélangés. Le carbonate se forme et vient se condenser dans un récipient ordinaire en plomb, et d'où l'on peut le retirer facilement.

Ce sel résulte de la combinaison de 1 volume d'acide carbonique et de 1 volume 1/2 de gaz ammoniac $= 3$ Az H^3, 2 C O^2. Dans les laboratoires, il sert comme réactif, et en médecine, comme excitant.

SULFATES. — L'acide sulfurique peut, en se combinant avec les bases, donner naissance à des sels acides, neutres, ou avec excès de base. Nous nous occuperons seulement des sulfates neutres.

Exposés à l'action d'une forte chaleur, il n'y a que ceux de la 1re section et celui de magnésie qui ne se décomposent pas; tous les autres se décomposent en donnant lieu à de l'acide sulfureux, de l'oxigène et plus ou moins d'acide sulfurique anhydre, qui se dégagent; tandis que l'oxide mis à nu absorbe de l'oxigène, s'il en est susceptible; ou en perd et se réduit, si le métal appartient aux deux dernières sections. Chauffé avec le charbon, leur acide est toujours décomposé, et il n'y a que les oxides de la 2e section qui ne le soient pas. Dans tous ces cas, le sulfate passe à l'état de sulfure; tandis que le charbon, combiné avec l'oxigène, se dégage à l'état d'acide carbonique ou d'oxide de carbone.

L'eau dissout beaucoup de sulfates. On ne connaît que les sulfates de baryte, de plomb, et les sous-sulfates d'antimoine, de bismuth et de mercure, qui soient insolubles;

les autres, au contraire, sont plus ou moins solubles.

Caractères génériques. — Lorsqu'un sel donné, traité par l'acide sulfurique, ne laissera pas dégager d'acide sulfureux; que, traité par une dissolution d'azotate de baryte, soit à froid, soit à chaud, il donnera lieu à un précipité blanc, qui, lavé, séché et calciné avec du charbon, se transformera en sulfure dont la saveur est la même que celle des œufs pourris, ou qui donnera un abondant dégagement de gaz sulfhydrique par l'acide chlorhydrique, ce sel sera toujours un sulfate. Ajoutons de suite que le réactif le plus sensible pour reconnaître un sulfate en dissolution est l'eau de baryte, qui y fait naître instantanément un précipité blanc, insoluble dans l'acide nitrique.

Les sulfates neutres sont composés d'un atome d'acide et d'un atome base, contenant 1 atome d'oxigène $=$ R O, S O^3. On peut voir que le rapport de l'oxigène de l'acide est à celui de la base comme 3 : 1.

Sulfate de potasse (*Sel de Duobus, arcanum duplicatum, tartre vitriolé,* etc.).—Blanc, amer, cristallisant en prismes, inaltérable à l'air, ne contient pas d'eau de cristallisation, mais bien de l'eau d'interposition, ce qui le fait décrépiter au feu, fusible au-dessus du rouge cerise.

Il est formé d'un atome d'acide et d'un atome de potasse $=$ K O, S O^3.

On l'emploie en médecine pour purger légèrement, et dans les arts pour faire l'alun. On peut l'obtenir directement; mais, le plus souvent, on l'obtient en calcinant au rouge le résidu de la décomposition du nitre par l'acide sulfurique.

Sulfate de soude (*Sel de Glauber, sel admirable, soude vitriolée*, etc.). — Incolore, très amer, cristallisant en longs prismes, très transparents, s'effleurissant facilement à l'air, fusible au-dessous de la chaleur rouge, il est très soluble; mais ce qu'il faut remarquer, c'est que l'eau

à 100° dissout moins de ce sel que l'eau à 33° ; en sorte que son *maximum* de solubilité est à 33°.

On le rencontre dans les cendres des plantes marines, dans certaines eaux de sources, parmi lesquelles nous devons surtout noter les sources de Lorraine, etc. On peut l'obtenir directement, mais on en prépare d'énormes quantités qui servent à la fabrication de la soude artificielle, en traitant le chlorure de sodium par l'acide sulfurique ; il est composé d'un atome d'acide, d'un atome de base et de 10 atomes d'eau $= Na\,O,\ S\,O^3 + 10\ H^2\,O$.

Glauber, en examinant le résidu de la fabrication de l'acide chlorhydrique qui était jadis rejeté comme inutile, et qu'on nommait pour cela *caput mortuum*, *terre damnée*, en obtint du sulfate de soude en gros cristaux transparents qu'il nomma *sel admirable* à cause de la beauté de leur forme.

Usages, applications. — Le sulfate de soude joue un grand rôle dans les arts chimiques. C'est avec lui qu'on prépare la soude artificielle (*voy.* pag. 293). Gehlen, chimiste suisse, en introduisit l'usage dans les verreries de l'Allemagne pour remplacer le carbonate de soude, et depuis 1826 on l'a employé en France dans la fabrication des verres à vitre. C'est le purgatif salin le plus économique.

Sulfate de chaux (*Plâtre, gypse, sélénite, albâtre gypseux*). — Incolore, insipide, tantôt amorphe, tantôt cristallisé, attirant l'humidité sans être déliquescent ; soumis à l'action d'une forte chaleur, il se fond en un émail blanc ; il est peu soluble dans l'eau, il se dissout mieux si l'on y ajoute de l'acide sulfurique. On peut le préparer directement, mais la nature nous l'offre en abondance, tantôt hydraté, tantôt anhydre ; dans le premier cas, sa formule est $(Ca,\ O,\ S\,O^3) + {}^2H^2\,O$; dans le second $(Ca,\ O,\ S\,O^3)$. On le trouve aussi en dissolution dans beaucoup d'eaux.

Usages, applications. — C'est en calcinant le sulfate

de chaux hydraté que l'on se procure le plâtre. On l'emploie pour les objets de sculpture ; quand il contient un peu de carbonate de chaux, on le recherche pour les travaux de construction ; combiné à quelques matières colorantes et gâché avec de la colle-forte, il constitue le *stuc*, matière qui imite le marbre ; enfin le sulfate de chaux est assez commun dans la nature ; il forme des bancs plus ou moins épais dans les parties supérieures des terrains secondaires et tertiaires.

Les anciens connaissaient le plâtre ; les Romains l'employaient déjà dans l'ornementation des édifices. Pline recommande de s'en servir lorsqu'il est nouvellement détrempé, car il durcit très vite. La fabrication du plâtre est une industrie très productive pour Paris ; l'exploitation de ses carrières en fournit à presque toute la France ; on en expédie même en Angleterre et en Amérique. Ce plâtre est d'une qualité très remarquable. Les carrières de Paris en fournissent annuellement 7 millions d'hectolitres environ. On fait encore usage du plâtre pour amender les prairies artificielles ; c'est à Franklin que l'on doit cette belle découverte, qui s'est bien vite propagée en Europe. Pour démontrer les bons effets du plâtre à ses compatriotes, il écrivit au moyen de poudre de plâtre sur un champ de luzerne, situé près de Washington, ces mots : *Ceci a été plâtré*. Dans tous les endroits qui avaient été couverts par la poudre excitante, une végétation magnifique se développa, en sorte que l'on pouvait lire sur la surface de la prairie les lettres tracées par l'illustre physicien. Cette ingénieuse démonstration convertit tous les incrédules.

Sulfate de magnésie (*Sel d'Epsom*, *de Sedlitz*, *d'Egra*, *d'Angleterre*, etc.). — Blanc, très amer, cristallisant en prismes rectangulaires, efflorescent, contenant de l'eau de cristallisation ; soumis à l'action de la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse et non la fusion ignée. La potasse et la soude le décomposent entièrement ; n'est pré-

cipité par les bicarbonates alcalins qu'à l'aide de la chaleur.

Il contient 7 atomes d'eau = $(Mg.\ O, SO^3) + 7\ H^2\ O$.

Ce sulfate se trouve dans les eaux de plusieurs fontaines, de la mer, etc. On l'obtient en évaporant et faisant cristalliser les eaux qui le contiennent, ou bien en traitant directement la magnésie, ou certaines matières magnésifères par l'acide sulfurique.

On l'emploie très souvent en médecine comme purgatif.

SULFATE D'ALUMINE ET DE POTASSE OU D'AMMONIAQUE (*Alun de Rome, alun de roche*). Ce sel, considéré long-temps comme un sulfate d'alumine simple, fut reconnu pour être un sel double, par Vauquelin, Chaptal et Descroizille; ils ont prouvé, de plus, qu'il avait pour base, tantôt du sulfate de potasse et tantôt du sulfate d'ammoniaque.

L'alun à base de potasse est blanc, astringent, rougissant la teinture de tournesol; il est soluble dans l'eau, mais beaucoup moins à froid qu'à chaud; il cristallise ordinairement en octaèdres, qui sont transparents et légèrement efflorescents. Si la dissolution contient un excès d'alumine, alors il cristallise en cubes, ce qui le faisait nommer *alun cubique*.

Exposé à une chaleur un peu au-dessus de 100°, il fond dans son eau de cristallisation et forme, après son refroidissement, ce que l'on connaît sous le nom *d'alun de roche ;* à quelques degrés de plus, il perd son eau, devient opaque et constitue *l'alun calciné*. Chauffé à une chaleur rouge, il laisse dégager de l'oxigène et de l'acide sulfureux; enfin, le résidu formé d'alumine et de sulfate de potasse peut lui-même être décomposé si la température est très élevée, car alors l'alumine à cette température chasse l'acide sulfurique et forme avec la potasse un *aluminate*. Si l'on verse dans une dissolution bouillante d'alun, de la potasse, de la soude ou de l'ammoniaque, il se précipite

un sous-sulfate double, qui est très analogue à celui qu'on trouve dans la nature.

Calciné avec du charbon, il se forme un composé qui est formé de sulfure de potassium, d'alumine et de charbon, et qui, en raison de la propriété qu'il a de s'enflammer à l'air, a été nommé *pyrophore*. Cette matière s'enflamme d'autant plus vite que l'air est plus humide.

L'alun à base d'ammoniaque, possédant les mêmes propriétés que le précédent, s'en distingue en ce que, calciné, toute l'ammoniaque se dégage et il ne reste plus que l'alumine, et en ce que traité par la potasse ou la soude, il se fait un dégagement d'ammoniaque facile à reconnaître par son odeur.

L'alun existe tout formé dans quelques eaux et aux environs des volcans. Pour l'obtenir, on lessive les matières qui le contiennent tout formé et on évapore les liqueurs pour les faire cristalliser. On peut encore calciner certaines argiles, les traiter par l'acide sulfurique et ajouter, au sulfate d'alumine qui se forme, du sulfate de potasse ou d'ammoniaque, puis faire cristalliser.

Ce sel est formé d'un atome de sulfate d'alumine, d'un atome de sulfate de potasse et de 24 atomes d'eau, d'où la formule $(KO, SO^3) + (Al.^2 O^3, 3 SO^3) + 24 H^2 O$.

Usages, applications.— L'alun est très employé dans la teinture comme mordant; on préférait à cet usage celui de *Rome;* mais, depuis qu'on est parvenu à obtenir de l'alun exempt d'oxide de fer, cette préférence n'existe plus. Il possède la propriété de rendre le suif plus dur : aussi y en introduit-on un peu; il sert à fabriquer plusieurs laques.

On l'emploie pour préserver les peaux et les fourrures des attaques des insectes, pour conserver les pièces d'anatomie, pour aluner le papier, pour l'empêcher de boire l'encre. En 1830, le chevalier Origo, colonel des pompiers de Rome, a reconnu que l'eau saturée d'alun et tenant en suspension de

l'argile éteint beaucoup plus vite les incendies que l'eau ordinaire.

Historique. — Ce sont les peuples de l'Asie qui nous ont fait connaître ce sel important. Jusqu'au XVe siècle, il fut exclusivement préparé à Rocca, ville de Syrie, d'où lui est venu le nom *d'alun de roche* qu'il porte encore dans le commerce.

SULFATE DE PROTOXIDE DE FER (*Vitriol vert*, *couperose verte*, etc.) — Styptique, non vénéneux, vert, transparent; cristallisant en prismes rhomboïdaux obliques, qui contiennent de l'eau de cristallisation et sont efflorescents. Chauffés, ils fondent dans leur eau de cristallisation, la perdent, et deviennent blancs; à une chaleur rouge, ce sel se décompose; il se dégage de l'acide sulfureux, un peu d'oxigène et de l'acide sulfurique anhydre. Le résidu de cette décomposition est du peroxide de fer qui s'est emparé de l'oxigène d'une partie de l'acide et est devenu un sesqui-oxide que l'on connaît sous le nom de *colcothar*.

Exposé à l'air un peu humide, l'oxide de ce sel absorbe l'oxigène de l'air seulement à sa surface, et cet excès d'oxide qui en résulte recouvre le sel de taches *ocreuses*. Si on l'expose à l'air à l'état de dissolution, son oxide absorbe encore l'oxigène, et alors il se forme un sulfate basique de sesqui-oxide qui se précipite, et un composé double de sulfate de protoxide et de sulfate de sesqui-oxide qui reste en dissolution.

Ce sel contient six atomes d'eau $= (Fe.\ O, SO^3) + 6H^2O$.

On trouve du sulfate de fer partout où il existe du sulfure de fer en contact avec l'air; on peut le préparer directement en traitant le fer par l'acide sulfurique étendu d'eau. Dans les arts, on le prépare en exposant à l'air humide le sulfure de fer. Le soufre et le fer absorbent l'oxigène, d'où résulte du sulfate de fer qui s'effleurit et que l'on extrait par lixiviation, évaporation et cristallisation.

Usages. — On se sert de ce sel dans la préparation des

teintures en noir, de l'encre, du bleu de Prusse, du colcothar, et à précipiter l'or en poudre de sa dissolution dans l'eau régale, poudre qui est employée pour dorer sur la porcelaine, etc.

Sulfate de sesqui-oxide de fer. — Jaune orangé, très acerbe, très styptique, non cristallisable, rougit la teinture de tournesol; s'obtient en traitant l'hydrate de sesqui-oxide par l'acide sulfurique, n'est employé que combiné en petites proportions avec l'autre par les teinturiers, ou par les chimistes quelquefois comme réactif, et pour conserver les pièces d'anatomie.

Sa formule est ($Fe.^2O^3, 3\,SO^3$).

Sulfate de bi-oxide de cuivre (*Couperose bleue, vitriol bleu, vitriol de Chypre*, etc.). — Il paraît que le protoxide de cuivre ne peut pas se combiner à l'acide sulfurique sans se décomposer en cuivre et en bi-oxide qui se combine à l'acide.

Le sulfate de cuivre est d'une belle couleur bleue, d'une saveur très styptique; cristallisant en beaux prismes obliques, à base de parallélogramme obliquangle, transparents, qui contiennent de l'eau de cristallisation, s'effleurissent un peu, se fondent à une douce chaleur, puis blanchisent en se desséchant; enfin, se décomposent à une chaleur plus forte; la potasse, la soude, l'ammoniaque, etc., décomposent ce sel; cette dernière redissout sur-le-champ le précipité blanc bleuâtre, et forme la liqueur d'un beau bleu que l'on connaît sous le nom d'*eau céleste*.

Ce sulfate se trouve dans les eaux qui coulent à travers les mines de cuivre. On peut l'en extraire par l'évaporation. Le plus souvent on se le procure en traitant le sulfure de cuivre par le procédé que nous avons indiqué pour la préparation du sulfate de fer.

Ce sel est formé de 1 atome de bi-oxide de cuivre, de 1 atome d'acide, et de 5 atomes d'eau $=(CuO, SO^3) + 5\,H^2O$.

Usages. — Il sert pour préparer le vert de Schéele et les cendres bleues ; en médecine, on l'emploie comme escarrotique.

PHOSPHATES. — Depuis que M. Graham a publié son intéressant mémoire sur les modifications de l'acide phosphorique, modifications dont nous avons donné un aperçu en traitant de cet acide, il en résulte que les phosphates d'autrefois doivent être divisés en trois séries, qui sont : 1° les phosphates proprement dits ; 2° les pyrophosphates ; 3° les métaphosphates.

Ayant dit, à l'article *Acide phosphorique*, tout ce que nous devions dire des pyrophosphates et des métaphosphates, il ne nous reste plus qu'à parler des phosphates proprement dits.

L'acide phosphorique tri-hydraté ($P^2 O^5$, $3 H^2 O$) peut se combiner avec les bases en trois proportions et former des sels neutres $P^2 O^5$, $2 R O$, $H O$; des sels acides $P^2 O^5$, $R O$, $H^2 O^2$; et des sels basiques $P^2 O^5$, $3 R O$. Remarquons de suite qu'en considérant l'eau comme jouant le rôle de base, tous ces sels sont dans un rapport tel que la quantité d'oxigène de l'acide est à celui de l'oxide comme 5 : 3 ; et, dans ce cas, l'acide lui-même contenant 3 atomes d'eau peut être considéré comme un véritable sel.

Exposés au feu, ces sels perdent l'eau qu'ils contiennent, et passent aux différentes modifications que nous avons fait connaître ; ainsi le phosphate acide devient $P^2 O^5$, $R O$, ce qui le constitue métaphosphate. Le phosphate neutre devient $P^2 O^5$, $2 R O$, ou pyrophosphate ; enfin, le phosphate basique ne contenant pas d'eau, ne peut se transformer en l'un des deux autres acides, et reste par conséquent à l'état de phosphate. Quoi qu'il en soit, ces acides étant fixes et les bases aussi, nulle autre décomposition ne peut avoir lieu ; toutefois ils fondent et se vitrifient. Mais y ajoute-t-on du charbon, alors divers phénomènes se présentent. Si le sel appartient à la 1re ou à la 2e section, l'acide n'est qu'en par-

tie décomposé ; il se fait de l'acide carbonique et de l'oxide de carbone qui se dégage, tandis que le sel devient avec excès de base. Avec les phosphates des quatre dernières sections, au contraire, tout l'acide est décomposé en même temps que l'oxide, d'où résulte du phosphore et du métal qui se combinent. Le dégagement de gaz est le même que dans l'expérience précédente.

L'eau ne dissout que ceux de ces sels qui sont à base de potasse, de soude ou d'ammoniaque ; les autres ne le sont que dans un excès d'acide. Voilà pourquoi certains acides possèdent la propriété de les dissoudre ; c'est que, s'emparant d'une partie de la base, ils mettent de l'acide phosphorique à nu qui transforme le sel en un phosphate acide.

Caractères génériques. — Si l'on chauffe un phosphate avec un excès de potassium, puis qu'on mette le résidu en contact avec de l'eau, il se dégage du gaz phosphure d'hydrogène que l'on peut enflammer, et si, d'ailleurs, chauffé avec l'acide sulfurique, le sel ne donne pas lieu à un dégagement de gaz hydrogène phosphoré qui s'enflamme, ce sel est un phosphate ou sa modification.

Nous ne traiterons ici que des phosphates neutres de chaux, de soude et d'ammoniaque.

PHOSPHATE DE SOUDE. — Ce sel est blanc, d'une saveur douce ; verdit le sirop de violette ; fond dans son eau de cristallisation, puis éprouve la fusion ignée et se transforme alors en un verre transparent de pyrophosphate. Exposé à l'air, il tombe en efflorescence. Il est très soluble, plus à chaud qu'à froid, et cristallise en prismes obliques, à bases rhombes.

Il contient 1 atome d'acide, 2 atomes de base et 1 atome d'eau $= P^2 O^5$, 2 N A O, $H^2 O$.

C'est un purgatif léger que l'on obtient en décomposant le phosphate acide de chaux par du carbonate de soude, filtrant la liqueur et l'évaporant.

PHOSPHATES DE CHAUX. — Nous avons à étudier ici trois

des combinaisons que forment la chaux et l'acide phosphorique.

Phosphate neutre. — Ce sel est blanc, inodore, insipide, indécomposable par la chaleur, mais se fondant en un émail blanc, si la température est très élevée. Il est insoluble dans l'eau et l'alcool, soluble dans les acides azotique, chlorhydrique et phosphorique, et s'obtient par la voie des doubles décompositions.

Nous lui avons conservé le nom de phosphate neutre, bien que ce soit un phosphate basique $= P^2 O^5, 3 Ca O$. Il est peu employé.

Phosphate basique des os. — Tous les os des animaux paraissent formés en grande partie par un sel composé de 3 atomes d'acide phosphorique et de 8 atomes de chaux. On peut l'obtenir en calcinant à l'air libre les os, les traitant par l'acide chlorhydrique ou nitrique, et précipitant la liqueur par un excès d'ammoniaque. On recueille le précipité gélatineux, on le lave et on le calcine.

Il joue un très grand rôle dans l'économie animale et dans la végétation; on l'emploie dans les laboratoires, dans les arts et en médecine. Il est surtout employé pour faire le phosphate suivant.

Biphosphate. — On l'obtient en traitant les os calcinés, pulvérisés et délayés dans l'eau par l'acide sulfurique concentré qui s'empare d'une partie de chaux et met l'acide phosphorique à nu ; celui-ci, en se combinant à une portion du phosphate des os, constitue le phosphate acide très soluble. On décante, on évapore en consistance sirupeuse, et par le refroidissement il se forme de petites lames micacées de peu de consistance qui sont le bi-phosphate. C'est ce sel qui, calciné avec le charbon, produit le phosphore.

Phosphate d'ammoniaque. — Blanc, sans odeur et d'une saveur piquante. Il verdit le sirop de violette ; à l'air, il ne s'altère pas. Chauffé, il fond, se décompose en

perdant son ammoniaque, et passe à l'état d'acide pyrophosphorique vitreux qui contient toujours un peu d'ammoniaque.

L'eau le dissout mieux à chaud qu'à froid. La liqueur chaude donne, par le refroidissement, des cristaux qui sont des prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces.

Ce phosphate se trouve uni aux phosphates de soude et de magnésie dans les urines de certains animaux.

Pour l'obtenir, on emploie le même procédé que celui qui sert à la préparation du phosphate de soude, si ce n'est qu'ici on emploie l'ammoniaque liquide.

Emploi du phosphate d'ammoniaque pour rendre incombustibles les tissus les plus inflammables. — Ce phosphate possède la singulière propriété de rendre incombustibles les étoffes que l'on plonge dans sa dissolution. Pour s'en servir, on fait une dissolution concentrée de ce sel, on y plonge le tissu, la gaze, par exemple, et on la fait sécher; on peut ensuite l'exposer à la flamme d'une bougie sans qu'elle prenne feu. Cet effet est facile à concevoir : le sel, en se décomposant, laisse à nu l'acide phosphorique qui recouvre le tissu, et s'oppose ainsi à l'action de l'air. Cette propriété est commune à tous les sels solubles capables d'éprouver la fusion ignée à la chaleur rouge obscure.

AZOTATES (*Nitrates*). — Tous les azotates se décomposent au feu. Les uns donnent d'abord de l'oxigène et se transforment en azotites; puis ensuite, quand la chaleur est plus élevée, il se dégage à la fois de l'oxigène, de l'azote, un peu d'acide hypo-azotique, et passent à l'état d'oxides. Tous les azotates dont l'oxide a beaucoup d'affinité pour l'acide sont dans ce cas.

Les autres donnent immédiatement lieu à un dégagement d'oxigène et d'acide hypo-azotique, et l'oxide reste libre, suroxidé, ou réduit selon qu'il est ou n'est pas susceptible

d'être altéré. Si l'acide avait peu d'affinité, et si le sel ne pouvait être obtenu sans eau, alors l'acide azotique se volatiliserait sans se décomposer. Si on le met sur des charbons ardents il fuse comme les chlorates. Presque tous les métalloïdes peuvent les décomposer en s'emparant de l'oxigène de l'acide. L'acide sulfurique en dégage l'acide azotique à la température ordinaire; les acides phosphorique, arsenique, etc., à une température un peu élevée. Enfin, l'acide chlorhydrique le décompose en partie et forme de l'eau régale.

Tous les azotates sont solubles dans l'eau ou dans un excès d'acide.

Caractères génériques. — On reconnaît qu'un sel est un azotate toutes les fois que, mis en contact avec les charbons, il fuse, que l'acide sulfurique concentré, froid ou chaud, en fait dégager des vapeurs blanches, piquantes, et qu'en ajoutant au mélange de la tournure de cuivre et un peu d'eau il se produit des vapeurs rouges.

Dans les azotates neutres, l'oxigène de l'acide est à celui de la base comme $5:1 = RO\ (Az^2\ O^5)$.

Azotate de potasse (*Nitre, sel de nitre, salpêtre*). — Ce sel est blanc, d'une saveur fraîche et piquante, cristallisant en longs prismes à six pans transparents et cannelés. Il n'éprouve rien à l'air, à moins que celui-ci ne soit chargé d'humidité. Si on le soumet à une chaleur de 350° il fond, et si alors on le coule en plaques minces, refroidi, il constitue le *cristal minéral* ou *sel de Prunelle*. En le chauffant davantage, il laisse dégager de l'oxigène et passe à l'état d'azotite, et enfin de potasse. Pulvérisé avec le tiers de son poids de soufre, et les deux tiers de son poids de potasse du commerce, on obtient une poudre *fulminante* très énergique. Réduit en poudre, puis mélangé avec du charbon et du soufre en proportions convenables, on obtient la poudre à canon, sur laquelle nous allons revenir.

Le nitrate de potasse se rencontre souvent à la surface des murs humides, dans les lieux exposés aux émanations

animales, tels que les bergeries, les écuries, etc. On le trouve aussi dans des lieux où l'on ne rencontre pas de matières animales, ce qui fait penser que ces matières ne sont pas indispensables à la formation de l'acide azotique. On suppose alors que sous l'influence des matières calcaires et poreuses de l'humidité l'air est absorbé, et que ses éléments s'unissent de manière à constituer l'acide azotique qui se combinerait aux bases. Ajoutons que les matières animales, quand il y en a, interviennent dans cette formation.

Pour obtenir ce sel, on le retire par lixiviation des terres qui le contiennent, et on évapore la liqueur. Mais dans beaucoup de pays où les matériaux ne contiennent que peu d'azotate de potasse, et au contraire beaucoup plus d'azotates de chaux et de magnésie, on s'y prend différemment : après avoir choisi des plâtras provenant des démolitions, on les lessive jusqu'à épuisement complet, on concentre les eaux qui en résultent jusqu'à 25°, en ayant soin de séparer un dépôt qu'on appelle *boues*. Alors on opère la transformation des azotates de chaux et de magnésie, en y ajoutant une dissolution concentrée de carbonate de potasse, qui, par double décomposition, forme avec la chaux et la magnésie des carbonates insolubles, et avec l'acide azotique de l'azotate de potasse, qui reste en dissolution. On décante les liqueurs et on les fait évaporer jusqu'à 45°, en ayant soin d'en séparer du sel marin qui se dépose ; arrivées à ce degré, on les laisse refroidir pour les faire cristalliser. Le nitre qui en résulte est de *première cuite* et impur ; on le nomme *salpêtre brut*. Pour le purifier, on le dissout dans aussi peu d'eau bouillante que possible, de manière à ce que le sel marin et du chlorure de potassium ne puissent se dissoudre, et quand on les a tous enlevés, on fait de nouveau cristalliser pour avoir le nitre de *deuxième cuite*. Enfin, pour en séparer certains sels déliquescents que contient ce nitre, on le lave avec une dissolution saturée de sel de nitre qui, ne pouvant plus dissoudre de nitrate de po-

tasse, s'empare de tous les autres sels solubles. On a alors le nitre *raffiné* ou de *troisième cuite*; ce sel ne contient pas d'eau de cristallisation, aussi sa formule est-elle simplement KO, Az^2O^5.

Usages. — On emploie le sel de nitre à la fabrication des acides nitrique et sulfurique, et à la préparation de l'*antimoine diaphorétique*, du fondant de Rotrou, des flux blanc et noir, etc.

De la poudre. — La poudre n'est autre chose qu'un mélange intime de salpêtre, de soufre et de charbon. Pour qu'une poudre soit bonne il faut : 1° que le mélange des substances soit bien intime ; 2° que le soufre et le nitre soient purs ; 3° que le charbon soit léger, par conséquent préparé avec un bois léger (bourdaine, peuplier, tilleul, etc.); 4° enfin que le dosage soit fait de manière que le mélange produise le plus de gaz possible. Ajoutons que la forme et la ténacité du grain de poudre, que le lustre ou le lissage, que la densité de la pâte, influent encore beaucoup sur sa qualité.

Les proportions reconnues les meilleures pour les quatre poudres employées, sont les suivantes :

Poudres de	guerre,	chasse,	mine,	anglaise.
Salpêtre	75,0	78	65	76
Charbon	12,5	12	15	15
Soufre	12,5	10	20	9

Après avoir pulvérisé les substances séparément dans des appareils particuliers, et qui diffèrent selon le procédé que l'on emploie, on les mélange intimement, on les réduit en pâte ferme au moyen d'un peu d'eau ; alors on la graine, puis on l'égalise, et enfin on la sèche. La poudre de chasse reçoit une opération de plus dont le but est de la lisser, opération qui a lieu avant de la sécher.

Quand on vient à enflammer de la poudre il en résulte une détonation qui se produit de la même manière que

celle que l'on obtient avec les poudres fulminantes, et des produits qui sont, les uns gazeux, les autres solides. Les premiers sont formés de beaucoup de gaz acides carbonique, d'azote, et d'un peu d'oxide de carbone, de vapeur d'eau, de gaz carbure d'hydrogène et de gaz sulfhydrique. Les produits solides sont toujours formés de sulfure de potassium, contenant parfois un peu de carbonate de potasse.

La poudre peut être enflammée aussi bien par l'étincelle électrique que par le feu : aussi doit-on avoir la précaution de placer des paratonnerres au-dessus des magasins à poudre.

La poudre doit être conservée avec soin dans des endroits bien secs, autrement elle se détériore.

Historique. — La découverte de la poudre est très ancienne : les Chinois en composaient avant le XIII[e] siècle ; ils l'employaient dans la composition de leurs feux d'artifice, mais non dans la guerre. *Marcus Græcus*, auteur très ancien, connaissait une composition analogue à la poudre. Il propose (il écrivait vers l'an 700) de combattre l'ennemi en lançant des feux sur lui. Pour préparer ces feux, il indique un mélange de 1 livre de soufre vif, 2 livres de charbon de saule et 6 livres de salpêtre, le tout réduit en poudre très fine; il donne ensuite une description qui se rapproche exactement de celle de la fusée ou du pétard.

On attribue généralement la découverte de la poudre à un moine allemand, nommé Berthold Schwartz, qui vivait dans le XIV[e] siècle. Ce moine (d'après Polydore Virgile) ayant trituré dans un mortier un mélange de nitre, de soufre et de charbon, une explosion violente se manifesta et le mortier fut brisé en éclats. En 1380, ce même moine enseigna aux Vénitiens l'art de fabriquer la poudre ; l'Italie s'en plaignit comme d'une innovation manifeste aux droits de la guerre ; et, cependant, nous voyons avant cette époque, en 1327, Édouard III, roi d'Angleterre, se servir de canons et de boulets de pierre dans une bataille livrée aux

Écossais. En 1346, on fit aussi usage de canons au siége de Calais. En France on connut la poudre avant 1338, car Bartholomée Dudrac, trésorier des guerres, acheta des poudres et autres choses nécessaires aux canons alors placés devant un château fortifié de l'Auvergne. Tous les historiens s'accordent à dire que la bataille de Crécy, livrée en 1346, fut la première où l'on fit usage de cette arme si redoutable ; mais ce fait est démenti par l'inscription d'un canon trouvé à Amberg, et qui date de 1303. Elle prouve qu'à cette époque les Allemands possédaient déjà des canons.

L'emploi des fusils est beaucoup postérieur à celui des canons ; ce fut en 1414, à la défense d'Arras, que les Bourguignons mirent en usage pour la première fois les arquebuses. Le fusil à silex fut inventé en 1630.

AZOTATE D'ARGENT. — Incolore, d'une saveur âcre, amère, très caustique ; il est inaltérable à l'air, cristallisable en lames minces très larges. Ce sel est très soluble dans l'eau et donne une dissolution qui produit sur la peau des taches violettes qui ne disparaissent qu'avec la peau ; le chlore ou les chlorures y font naître un beau précipité blanc, caillebotté, de chlorure d'argent. Exposé à une faible chaleur, il se boursoufle, éprouve la fusion ignée ; si alors on le coule dans une lingotière, on obtient ce que l'on nomme *pierre infernale.* Chauffé à une température plus élevée, il se décompose entièrement, et l'argent se réduit. La potasse ou la soude en précipite un oxide de couleur olive qui, mis en contact avec l'ammoniaque liquide, puis évaporé, donne lieu à une masse appelée *argent fulminant.*

On prépare le nitrate d'argent en traitant l'argent par de l'acide azotique, et concentrant la dissolution qui en résulte.

On se sert de l'azotate d'argent pour faire la pierre in-

fernale que l'on emploie en médecine pour ronger les chairs baveuses et ranimer les ulcères indolents.

AZOTATE DE BISMUTH. — Quand on dissout du bismuth dans l'acide azotique concentré, il se forme de grands cristaux incolores, transparents, de sel neutre, qui blanchissent à l'air et qui sont déliquescents. Ils sont solubles dans une très petite quantité d'eau ; mais quand on les traite par 80 au moins de leur poids de ce liquide, ils sont complétement décomposés en sel acide, que l'eau n'altère plus, et en sous-sel insoluble, connu sous le nom de *blanc de fard*, *magister de bismuth*.

CHLORATES. — Tous les chlorates sont décomposés par le feu ; ceux de la 2e section, en donnant lieu à de l'oxigène, du chlore et un oxide, et tous les autres à de l'oxigène et à un chlorure. Mis sur les charbons ardents, ils en activent la combustion par leur oxigène, et on dit alors que le sel *fuse*. Tous les corps combustibles avides d'oxigène décomposent ces sels si subitement, qu'il en résulte une détonation plus ou moins forte. Le mélange de ces corps avec les chlorates constitue ce que l'on nomme *poudres fulminantes*.

L'eau dissout tous les chlorates, excepté le chlorate de protoxide de mercure ; leur dissolution n'est point troublée par l'azotate d'argent, ce qui les distingue des chlorures.

Dans les chlorates neutres l'oxigène de l'acide est à celui de la base comme 5 : 1. $= R\ O,\ Cl^2\ O^5$.

Caractères génériques. — Si un sel projeté sur des charbons ardents en active la combustion ; si, exposé à l'air, il ne répand aucune odeur de chlore ; si traité par l'acide sulfurique il dégage un gaz jaune d'odeur forte et analogue au chlore ; si enfin sa dissolution n'est pas troublée par l'azotate d'argent, on aura la certitude que l'on a affaire à un chlorate.

CHLORATE DE POTASSE. — Le seul des chlorates employé. Ce sel est blanc, d'une saveur fraîche, un peu acerbe,

cristallisant en lames rhomboïdales. Il fond au-dessous de la chaleur rouge, puis bout et se décompose en oxigène et en hyperchlorate, qui ne se décompose qu'à une bien plus haute température. Si on le mêle à un corps combustible, le soufre, par exemple, puis que l'on y verse une goutte d'acide sulfurique concentré, il en résulte une vive combustion due à la décomposition subite de l'acide chlorique : aussi cette propriété est-elle mise à profit dans la fabrication des allumettes dites *oxigénées*.

Ce sel ne contenant pas d'eau, sa formule est K O, $Cl^2 O^5$.

Il est toujours un produit de l'art; on se le procure en faisant passer un courant de chlore dans une dissolution concentrée de potasse; le sel ne tarde pas à se précipiter en écailles brillantes. (Voyez page 206 pour la théorie.)

Usages. — On s'en sert pour obtenir l'oxigène et le deutoxide de chlore, pour faire les allumettes oxigénées et pour faire des poudres fulminantes, dont on se sert comme amorce dans les fusils à piston.

POUDRES FULMINANTES. — Pour les préparer on se sert de chlorate de potasse et d'un corps combustible. On commence par réduire en poudre séparément le chlorate et le corps combustible : celui-ci peut être du charbon, du soufre, du lycopode, du phosphore, un sulfure, etc. Cette pulvérisation achevée, on procède au mélange. Si le corps combustible est le charbon ou une matière végétale, on peut faire le mélange dans un mortier. Si, au contraire, c'est le soufre ou un sulfure, il faut faire le mélange avec la barbe d'une plume; enfin, pour le phosphore, après l'avoir réduit en poudre en l'agitant dans l'eau chaude, on le recouvre d'essence de térébenthine, on le mêle au chlorate en se servant des barbes d'une plume, et on le divise par petites portions. Pour faire détoner toutes ces poudres, on n'a plus qu'à les placer sur une enclume et les frapper assez fortement avec un marteau. Remarquons ce-

pendant que celles à base de charbon ou de matières végétales ne détonent bien que quand elles sont enveloppées de papier et soumises à un choc violent. Dans tous les cas, par le choc, les éléments se rapprochent, leur température s'élève, ce qui leur permet de réagir les uns sur les autres. Les gaz qui se forment se dégageant instantanément font entrer les molécules de l'air dans une forte vibration, d'où résulte l'explosion. Il est facile, du reste, de prévoir les résultats de cette décomposition, qui varient avec chaque corps combustible.

Les poudres fulminantes sont assez employées; on en fait des allumettes qui prennent feu par la simple pression. Nous ne voulons pas quitter ce sujet sans dire quelques mots des autres *poudres fulminantes.*

MERCURE FULMINANT D'HOWARD. — *Fulminate mercureux.* — On dissout 1 2/3 de mercure dans 20 d'acide nitrique d'une densité de 1,36 à 1,38; on ajoute à la dissolution refroidie 27 d'alcool, d'une densité de 0,85; on chauffe le mélange au bain de sable jusqu'à l'ébullition. On retire du feu aussitôt que la liqueur se trouble, et, quand l'ébullition devient trop forte, on ajoute de l'alcool par petites portions; il faut en ajouter autant qu'on en a mis primitivement. On reçoit sur un filtre le fulminate formé. C'est une poudre d'un gris jaunâtre qu'on purifie en la dissolvant dans l'eau bouillante et en laissant cristalliser. Quand on chauffe ce sel à 186 ou qu'on le soumet à une forte percussion, il brûle avec une violente explosion. On emploie ce sel pour faire des amorces de fusils à piston. Howard a cherché à le substituer à la poudre à tirer; mais l'explosion se faisait dans un espace de temps si court que le canon crevait très souvent.

Fulminate d'argent. — Ce sel se prépare comme le sel correspondant de mercure; il est encore plus dangereux à manier que lui. Le plus léger frottement suffit pour déterminer une terrible explosion. Tous ces produits exigent

dans leur préparation une extrême prudence ; ils ont souvent déterminé de redoutables accidents.

L'acide fulminique est un acide résultant de l'union de l'oxigène avec le carbone et l'azote. On n'a pu l'isoler.

HYPOCHLORITES (*Chlorites, chlorures d'oxides*). — Les hypochlorites ont été jusqu'à présent assez peu étudiés ; leur histoire, commencée par MM. Berzélius et Soubeiran, a été continuée par M. Balard, dans un travail dont nous avons donné un résumé succinct en parlant de l'acide hypochloreux.

Les hypochlorites ont une odeur de chlore, une saveur particulière ; ils détruisent les couleurs bleues végétales. Ceux qui sont connus sont solubles dans l'eau, et la dissolution possède la propriété décolorante au plus haut degré. Tous sont décomposés par la chaleur ; il se dégage du chlore, et le sel se transforme en chlorate quand la chaleur est appliquée à la dissolution ; il se dégage du chlore et de l'oxigène si la chaleur est directe, alors il reste un chlorure.

Exposés à l'air, ils laissent dégager du chlore, c'est qu'alors l'acide carbonique de l'air s'unit à l'oxide et met l'acide hypochloreux à nu : celui-ci, réagissant sur le chlorure qui accompagne toujours l'hypochlorite, en oxide le métal pendant que le chlore du chlorure et celui de l'acide se dégagent ; l'oxide formé au contraire se combine avec l'acide carbonique de l'air.

Tous les acides agissent sur eux de la même manière que l'acide carbonique.

Tous les corps combustibles les décomposent en s'emparant de l'oxigène de l'acide ; voilà pourquoi ils agissent comme décolorants et comme désinfectants.

Ils sont composés de telle sorte que la quantité d'oxigène de l'oxide est égale à celle de l'oxigène de l'acide $=$ RO, Cl^2O. Ajoutons que tous ceux que l'on obtient dans les arts contiennent beaucoup de chlorure et plus ou moins de chlorate.

Trois hypochlorites sont employés, ce sont ceux de chaux, de soude et de potasse.

Hypochlorite de soude (*Chlorite de soude, chlorure de soude,* etc.). On l'emploie toujours à l'état liquide; on peut l'obtenir par voie de double décomposition, en traitant l'hypochlorite de chaux par le carbonate de soude et filtrant. Ordinairement on fait une dissolution faible de carbonate de soude et l'on y fait arriver un courant de chlore; une partie de carbonate passe à l'état de bicarbonate de soude, l'autre devient soude; c'est avec elle que se passe toute la réaction. Cette soude se divise en deux parties, l'une qui cède 1 atome d'oxigène à 2 atomes de chlore pour former l'acide hypochloreux qui se combine à la soude non décomposée; l'atome de soude qui a perdu son oxigène se combine à 2 atomes de chlore pour former un chlorure; de plus, il se fait souvent un peu de chlorate. Il résulte de cette réaction que ce sel est un mélange d'hypochlorite, de bicarbonate de soude, de chlorure de sodium, et souvent d'un peu de chlorate de soude.

Hypochlorite de potasse (*Eau de Javelle*). — En substituant, dans l'opération précédente, une dissolution de carbonate de potasse à celle de carbonate de soude, on obtient le liquide connu sous le nom d'*eau de Javelle.*

Hypochlorite de chaux (*Chlorite de chaux, chlorure de chaux*). — Ce sel tel qu'il se prépare est solide, sous forme de poudre, mais il n'est employé qu'en dissolution ou divisé dans l'eau. On le prépare en grand en faisant arriver dans une chambre, où l'on a placé des tablettes contenant de la chaux hydratée, un courant de chlore; peu à peu celui-ci se combine à la chaux et produit l'hypochlorite, qui n'est qu'un mélange de chlorure de calcium et d'hypochlorite avec excès de base. Ce sel traité par l'eau abandonne à celle-ci son chlorure de calcium et son hypochlorite neutre pendant qu'il se précipite 2 atomes

de chaux. La théorie est la même que pour les sels précédents.

Usages, applications. — On se sert de cet hypochlorite comme des précédents pour blanchir les tissus divers, le papier, pour désinfecter les amphithéâtres d'anatomie, les lieux d'aisances, les halles aux poissons, les ateliers de boyaudiers, etc.

M. Millon a taché d'éliminer par le raisonnement la présence de l'acide hypochloreux et de ses sels pour y substituer l'opinion que ce sont des suroxides dans lesquels 1 atome d'oxigène est remplacé par un double atome de chlore *Ex.*: $K\,O\,Cl^2\,O = K\,O^2\,Cl^2$; mais cette explication ne s'accorde pas avec l'expérience qui montre qu'en jetant du deutoxide de mercure dans du chlore gazeux, ce dernier perd sa couleur en fort peu de temps et se transforme en un gaz composé de 2 volumes de chlore et 1 volume d'oxigène soluble dans l'eau, possédant des propriétés décolorantes et jouissant de la propriété de s'unir aux bases.

§ XI. Applications principales.

VERRE. — Le verre est une des découvertes les plus importantes pour l'humanité, non seulement à cause de ses nombreux usages économiques, mais encore par les progrès immenses que cette découverte a imprimés aux sciences les plus élevées. L'astronomie, la physique, la chimie et l'histoire naturelle, sont parvenues par son secours à un admirable degré de perfection.

Historique. — Les Phéniciens ont connu le verre avant tous les autres peuples, et ont long-temps conservé le monopole de sa fabrication. Les verreries de Sidon et d'Alexandrie ont produit, d'après Pline et Strabon, des ouvrages très parfaits. Les Romains employaient le verre à un grand nombre d'usages. Cependant il était si estimé du

temps de Néron qu'une tasse en verre blanc que ce prince brisa dans un accès de colère lui avait, dit-on, coûté 6,000 sesterces. Il paraît certain que les Romains n'employaient pas le verre à vitrer leurs maisons; ils se servaient pour cet usage de légères lames d'albâtre transparent. D'après les ouvrages de saint Jérôme, on peut faire dater l'emploi du verre à vitre vers le IIIe siècle; il était en vigueur au VIe. Ce sont des Français qui vers le VIIe siècle enseignèrent aux Anglais l'art de la verrerie et de la vitrerie. Voici quelques détails historiques qui paraissent authentiques. Les premiers édifices fermés de vitres enchâssées dans des rainures de bois, retenues par des morceaux de plâtre, furent les églises de Brioude et de Tours, vers la fin du VIe siècle, et la basilique de Sainte-Sophie, à Constantinople, en 1627. L'industrie du verre fut assez générale en Europe du temps des croisades; Venise en eut longtemps le monopole. Ce fut Colbert qui établit en France cette belle industrie. Agricola, Neri, Merrat, Kunkel, Poot, Hachard, Bosc d'Antic, Allut et Loysel, ont écrit sur le verre.

On donne dans les arts le nom de verre à un sursilicate alcalin fondu et mêlé avec une plus ou moins grande quantité de silicates terreux et métalliques. Voici la composition des différentes espèces de verre : — 1° *Verre soluble.* Silicate simple, de potasse ou de soude, ou bien un mélange de ces deux silicates. — 2° *Verre de Bohême, crown-glass.* Silicate de potasse ou de soude et de chaux. Le verre à vitre a la même composition, mais en proportions variables. — 3° *Verre à bouteilles.* Silicate de potasse ou de soude, de chaux, d'alumine et de fer. — 4° *Cristal ordinaire.* Silicate de potasse et de plomb. — 5° *Flint-glass.* Silicate de potasse et de plomb plus riche en plomb que le précédent. — 6° *Stras.* Silicate de potasse et de plomb, encore plus riche que le précédent. — 7° *Émail.* Silicate, stannate ou antimoniate de potasse, de soude et de plomb.

Verre soluble. —On l'obtient en faisant fondre 10 parties de carbonate potassique, 15 de quartz et 1 de charbon, dans un creuset d'argile réfractaire, à une chaleur soutenue de six heures. Ce verre se dissout complétement dans l'eau bouillante. Fusch a fait voir qu'une dissolution de verre soluble peut rendre les bois et les teintures employées aux décors des appartements difficiles à enflammer et incapables de propager le feu. Tout le matériel du théâtre de Munich a été recouvert d'une couche de ce verre.

Voici les recettes de différentes espèces de verres indiquées par M. Berzélius.

Verre blanc des vitres. — Il se fait avec 60 parties de sable, 30 de potasse pure, 15 de nitre, 1 de borax et 1 à 1 1/2 d'arsenic blanc; ou avec 100 parties de sable, 50 à 65 de potasse, 6 à 12 de chaux éteinte, et 10 à 100 parties de retailles qui tombent quand on souffle le même verre.

Cristal. — Il est composé de 120 parties de sable silicique ou de feldspath, 46 de potasse, 7 de nitre, 6 d'arsenic blanc et 1/8 de manganèse; ou de 100 parties de sable, 100 de soude d'Alicante, 100 de débris de verre et 1/2 de manganèse.

Flint-glass. — On l'obtient en fondant ensemble 120 parties de sable blanc, 35 de potasse, 40 de minium, 13 de nitre, 6 d'arsenic blanc et 1/2 de manganèse; ou 100 parties de sable, 80 à 85 de minium, 35 à 40 de potasse purifiée, 2 à 3 de nitre et 0,06 de manganèse.

Verre pour les glaces. — Il se prépare avec 60 parties de sable, 25 de potasse, 15 de nitre, 7 de borax et 1/8 de manganèse; ou 100 parties de sable, 45 à 48 de soude purifiée, 12 de chaux éteinte et 100 de sel de Glauber. Du reste, les recettes qu'on donne à cet égard diffèrent beaucoup les unes des autres.

Verre vert ou a bouteille.—Il est composé de 2 par-

ties de cendre, 1 de sable et un peu de sel marin; ou de 100 parties de sable, 200 de soude de varec, 50 de cendre et 100 de bouteilles cassées.

VERRE VERT A VITRAGES. — On prend 60 parties de sable, 25 de potasse, 10 de sel marin, 5 de nitre, 2 d'arsenic blanc et 1/4 de manganèse.

On se sert avec avantage, pour fabriquer le verre vert, de la cendre de bois lavé, dont l'alcali plus pur est employé à faire du verre blanc. Cette cendre lessivée contient du silicate potassique (combiné avec des silicates calcique et aluminique), qui se convertit en verre vert par l'addition du sable.

Dans ces derniers temps, on a remplacé avec succès le carbonate sodique par le sulfate, dont l'acide est chassé par l'acide silicique, à l'aide d'un feu soutenu.

Ces divers matériaux sont tous réduits en poudre fine, mêlés ensemble de la manière la plus intime, puis calcinés jusqu'à ce que tout soit agglutiné en une seule masse. Ensuite on fait fondre celle-ci dans de grands creusets, au milieu d'un fourneau particulier, et quand on voit que le verre est parfaitement fondu et sans bulles, on l'écume pour enlever des substances salines étrangères, désignées sous le nom de *fiel de verre,* qui viennent nager à la surface; puis on le travaille. Si tandis que le verre est mou on l'allonge très rapidement, on obtient des fils creux d'une si grande ténuité qu'on pourrait les confondre avec la soie. Avec ces fils on peut faire des aigrettes brillantes, fabriquer des tissus et même des perruques comme on le faisait dans le dernier siècle

VERRES D'OPTIQUE. — M. Faraday a publié un beau travail sur le verre d'optique; il a très bien énuméré toutes les difficultés qui se présentaient pour avoir un verre parfait.

Le verre qu'il a principalement travaillé, et qui, tout en possédant la force de dispersion nécessaire pour lui faire

remplacer le *flint-glass*, avait aussi une fusibilité qui pût permettre le mélange intime, était un borate de plomb silicaté consistant en simples proportions de silice, d'acide borique et d'oxide de plomb. Les matières sont d'abord purifiées d'une manière toute particulière, puis mélangées, fondues, converties en verre brut, qui est ensuite affiné et recuit dans une cuvette en platine. Pour que le verre soit beau, il faut qu'il satisfasse à deux conditions, toutes deux d'une grande importance : l'une, qui est la plus essentielle, c'est l'absence de stries et irrégularité de composition ; l'autre est d'être tout-à-fait exempt de bulles. La première s'obtient par l'agitation et le mélange parfait des parties, car par le repos le verre fondu se sépare en couches de densités différentes qui forment des stries lorsqu'elles sont mélangées ; la seconde condition s'obtient par le repos, de sorte que les moyens requis pour réunir ces deux points sont directement opposés. Après avoir fortement brassé avec un instrument particulier en platine pour séparer rapidement les bulles, on imagina l'ingénieux moyen de verser dans le verre fondu du platine en éponge pulvérisé, qui en se précipitant facilite singulièrement le départ des bulles.

Avant d'appliquer le verre aux besoins de la chimie, il faut l'essayer. La meilleure épreuve à laquelle on puisse le soumettre est d'y faire bouillir de l'eau régale pendant quelques heures et de l'évaporer à siccité, après quoi on lave le verre et on le laisse sécher ; lorsqu'alors il ne présente point de taches, on peut le regarder comme de bonne qualité.

Peinture sur verre. — Les premiers essais de peinture sur verre ont été faits en France. Quelques unes des vitres de la cathédrale d'Angers et celles de l'église de Saint-Denis passent pour les plus anciennes : elles datent de 1140. La plupart de ces peintures sont remarquables par la naïveté du dessin, la finesse et l'éclat des draperies,

et la vigueur du ton. Le XIII[e] siècle vit s'élever en France des monuments remarquables, au premier rang desquels il faut placer les deux rosaces de Notre-Dame de Paris, ainsi que les admirables vitraux de la Sainte-Chapelle. Saint Louis avait fait construire cette église avec la plus rare magnificence, pour y déposer les restes des instruments qui avaient servi à la passion de Notre-Seigneur Jésus-Christ. C'est dans le XVI[e] siècle que la peinture sur verre a été portée au plus haut point de splendeur, mais ce bel art tomba bientôt dans une complète décadence. Les vitraux de Saint-Eustache et de Saint-Méry furent, au commencement du XVII[e] siècle, la dernière expression des beaux jours de cet art monumental, qui fut tellement négligé que le bruit se répandit en France que les secrets de la peinture sur verre étaient perdus. Cette opinion n'est pas fondée : seulement, il n'est que trop vrai que la plus belle des couleurs fondamentales, le rouge purpurin, avait entièrement disparu, et que cette circonstance amena l'abandon de l'art. Cette belle couleur a été retrouvée par M. Bontemps, directeur de la verrerie de Choisy.

Voici les recettes des principales couleurs employées dans la peinture monumentale sur verre : elles sont dues à M. Vigné, qui est un des restaurateurs de cet art en France.

Fondant général propre à la peinture monumentale. — Litharge ou minium, 3 parties ; sable ou cailloux, 1 ; borax, 1/12, 1/6 ou 1/2, selon le verre.

Couleur d'ocre. — Sous-sulfate de fer, 1 ; fondant, 5 ; oxide de zinc, 1.

Ocre foncé. — Sous-sulfate de fer calciné légèrement, 4 ; oxide de zinc, 1 ; fondant, 4 1/4.

Rouge de chair. — Peroxide de fer rouge obtenu par la calcination du sulfate, 1 ; fondant, 2.

Rouge sanguin. — Peroxide de fer obtenu par la calcination du sous-sulfate de fer, 1 ; fondant, 3.

Rouge violâtre. — Oxide de fer couleur de chair, mais

plus calciné, 1 ; fondant, 3. On peut varier tous ces rouges en variant le degré d'oxidation du fer et la quantité du fondant.

Rouge purpurin.—Protoxide de cuivre, 1 ; fondant, 4.

Brun clair. — Sous-sulfate de fer calciné, 1 ; oxide de cobalt noir, 1/50 environ ; fondant, 5.

Brun foncé.—Oxide de fer par l'ammoniaque, 1 ; oxide de zinc, 4 ; fondant, 4.

Brun noir.—Oxide de fer par l'ammoniaque, 1 ; oxide de cobalt, 1 1/5 ; fondant, 4.

Gris clair. — Fondant, 4 ; sous-sulfate de fer, 1 1/2 ; oxide de zinc par voie humide, 1 ; oxide de cobalt noir, 1 1/5. On fait fritter ce mélange.

Gris foncé. — Fondant, 3 1/2 ; oxide de fer par l'ammoniaque, 1 ; oxide de zinc par voie humide, 1 ; oxide de cobalt noir, 1/5. Faire fritter légèrement.

Le gris bleuâtre s'obtient en mélangeant en bleu du cobalt ainsi préparé : Fondant, 5; oxide de zinc par voie humide, 2 ; oxide de cobalt, 1. On fond et on coule ce bleu.

Noir brun. — Oxide de fer par l'ammoniaque, 1 1/2 ; oxide de cuivre, id. 1 ; oxide de cobalt noir, 1 ; fondant, 8 ; oxide de manganèse, 2. Bien triturer et fritter légèrement.

Noir bleuâtre. — Oxide de fer par l'ammoniaque, 2 ; oxide de cuivre, id. 1 1/2 ; oxide de cobalt, 1 1/2 ; oxide de manganèse, 1 ; fondant, 8. Fritter légèrement et ajouter un peu de bleu, s'il est nécessaire.

PIERRES PRÉCIEUSES ARTIFICIELLES. — Toutes ces pierres ont le *stras* pour base, auquel on ajoute pour le colorer différents oxides.

TOPAZE. — Cette pierre pendant sa fabrication offre des changements de couleur ; elle passe du blanc au jaune, au violet et au rouge pourpre, selon la température et la durée du feu. Les proportions que M. Douault indique pour obtenir une belle topaze sont : stras, 31 gram. ; verre d'antimoine, 2 gram. 30 centig. ; pourpre de Cassius, 5 centig.

Quelquefois la matière reste opaque, elle sert alors à faire le rubis.

Rubis. — Une partie de matière topaze opaque et 8 parties de stras forment un beau cristal jaunâtre qui, traité par le chalumeau, donne un superbe rubis.

Émeraude. — On imite le mieux l'émeraude naturelle en prenant : stras, 250 gram. ; oxide de cuivre, 2 gram. 30 centig. ; oxide de chrome, 10 centig.

Saphir. — En se servant de : stras très blanc, 250 gram. ; oxide de cobalt pur, 4 gram., on obtient un saphir d'un beau bleu oriental.

Améthyste. — M. Lançon préfère, à toutes les doses connues, les proportions suivantes : stras, 500 gramm. ; oxide de manganèse, 1 gram. ; oxide de cobalt, 5 centig.

Aigue-marine. — Peu recherchée même lorsqu'elle est naturelle, s'obtient en mêlant 200 gram. de stras avec 100 gram. de verre d'antimoine et 6 gram. d'oxide de cobalt.

Grenat syrien. — Les anciens le nommaient *escarboucle* ; il est d'un rouge vif très agréable. On l'obtient d'après les doses suivantes : stras, 28 gram. ; verre d'antimoine, 12 gram. ; pourpre de Cassius, 1 décigr. ; oxide de manganèse, 1 décigr.

Comme *modus faciendi* de toutes ces pierres, on recommande la pureté des substances, leur parfaite ténuité, un feu gradué, bien égal dans son *maximum* de température, et soutenu pendant 24 à 30 heures, et enfin un refroidissement très lent.

FABRICATION DE LA CHAUX ET DU CIMENT ROMAIN. — On nomme *pierre à chaux* tout minéral renfermant au moins la moitié de son poids de carbonate de chaux, et qui, après avoir été calciné, jouit de la propriété de se déliter en absorbant de l'eau qu'il solidifie. La pierre à chaux doit être portée au rouge pour que son eau et son acide carbonique puissent se dégager, et que la tempéra-

ture soit maintenue plusieurs heures pour que la décomposition soit complète.

On distingue plusieurs espèces de chaux, suivant la nature des matières employées pour la confection. On divise les chaux en deux grandes classes : chaux hydrauliques, celles qui acquièrent par une longue exposition sous l'eau une grande dureté ; chaux aériennes, celles qui n'éprouvent pas sous l'eau de durcissement prononcé. On divise les chaux aériennes en deux genres : 1° chaux grasses ; 2° chaux maigres. La chaux grasse et presque pure ; la chaux maigre contient beaucoup de magnésie.

Chaux grasses. — Elles sont en général composées, d'après M. Berthier, de 85 à 97 pour cent de chaux, de 1 à 9 de magnésie et de 2 à 7 d'alumine.

Chaux maigres. — Elles sont composées de 60 à 78 pour cent de chaux et de 20 à 26 pour cent de magnésie.

Chaux hydrauliques. — Les bonnes chaux hydrauliques contiennent de 70 à 85 pour cent de chaux, de 22 à 30 d'argile et des traces de magnésie et d'oxide de fer.

Il paraît prouvé, d'après les expériences de M. Berthier, que les chaux qui contiennent de la silice et de l'alumine, et celles qui contiennent de la silice et de la magnésie, acquièrent une dureté plus considérable que les silicates de chaux purs et que les oxides de fer et de manganèse ne contribuent en rien à la consolidation de la chaux.

Ciment romain. — On donne ce nom à une espèce de chaux hydraulique qui a la propriété de se solidifier très promptement au contact de l'air ou au milieu de l'eau, après avoir été gâchée en pâte un peu consistante.

L'eau, loin de le détremper, lui donne plus de solidité ; il acquiert une dureté remarquable sans prendre aucun retrait bien sensible. Ces propriétés rendent ce ciment infiniment précieux pour toutes les constructions hydrauliques, pour réparer les murs qui éprouvent des infiltrations,

pour faire des vases en pierre artificielle, etc. On en fait en Angleterre un grand usage ; on commence à l'employer en France, et quand on en aura constaté tous les avantages, il n'est pas douteux que l'usage s'en répandra beaucoup.

La *pierre à ciment* anglais est un calcaire argileux très fin, d'une densité de 2,59. Elle est composée de carbonate de chaux, 65,7; carbonate de magnésie, 0,5; carbonate de fer, 6,0 ; carbonate de manganèse, 1,6 ; silice, 18,0 ; alumine, 6,6 ; oxide de fer, 0 ; eau, 1,2.

M. Lacordaire a découvert à Pouilly (Côte-d'Or) un calcaire qui donne un ciment de bonne qualité ; mais la découverte la plus importante à cet égard est due à M. Gariel d'Avallon ; il a trouvé à Vassy un calcaire à *ciment romain* qui donne un produit très remarquable par la rapidité avec laquelle il se solidifie, par sa solidité et par sa belle nuance grise.

Pour terminer ces courtes notions sur les chaux et les ciments, nous allons donner les *conclusions* pour la technique d'un travail remarquable de M. Vicat, sur les pierres à ciment et à chaux hydrauliques, inséré dans les *Annales de chimie et de physique*, août 1841 :

1° On rencontre sur la limite qui sépare les chaux hydrauliques des ciments, des espèces de chaux, tenant moyennement 53 p. 100 d'argile, et qui, rebelles aux procédés ordinaires d'extinction, paraissent vouloir être traitées comme des ciments, et débutent en effet de la même manière ; mais elles lâchent prise après quelque temps, en obéissant à une extinction lente dont l'effet est d'anéantir en grande partie les propriétés hydrauliques de la combinaison.

Ces chaux-limites sont d'un emploi dangereux et doivent être proscrites sur tous les ateliers.

2° L'imitation exacte des chaux hydrauliques, et éminemment hydrauliques, par des mélanges de chaux grasses éteintes et de ciments, est impossible ; car ces mélanges

descendent au rang des chaux faiblement hydrauliques, si l'on donne à leur manipulation plus de temps que n'en exigent les ciments eux-mêmes pour faire prise. Or, les ciments faisant prise en quelques minutes, il est impossible en pratique de ne pas dépasser de beaucoup ce temps.

3° Toute substance argilo-calcaire capable de donner un ciment par une cuisson complète, donne encore un ciment par une cuisson incomplète, pourvu que le rapport de l'argile à la portion de chaux supposée libre dans l'incuit, ne soit pas au-dessus de 273 p. 100; ou, en d'autres termes, pourvu qu'il y ait moins de 273 parties d'argile p. 100 de chaux libre.

Or, cette condition laisse une grande latitude pour la cuisson des ciments, il est évident que la surcalcination est seule à craindre, et encore faut-il qu'il y ait scorification commencée pour que toute énergie soit détruite.

4° Toute substance argilo-calcaire capable de donner une chaux-limite, ou une chaux hydraulique par une cuisson complète, peut, par l'effet d'une cuisson incomplète, donner un ciment, ou du moins un produit qui en a toutes les propriétés, pourvu que le rapport de l'argile à la portion de chaux supposée libre dans l'incuit ne soit pas au-dessous de 64 p. 100; car au-dessous de 64, ou tout au moins de 62 p. 100, non-seulement les incuits ne sont plus ciments, mais ils peuvent même descendre au rang des chaux les moins énergiques avec le grave inconvénient de l'*extinction lente.*

Or, comme on ne possède aucun moyen pratique de discerner de prime abord les incuits-ciments de ceux qui ne le sont pas, et encore moins de régler la cuisson de manière à expulser uniformément des fragments calcaires gros et petits la quantité d'acide carbonique voulue, il en résulte *qu'en pulvérisant les incuits, pour les incorporer indistinctement dans le mortier, comme on a cru devoir le faire sur quelques travaux, on peut, au lieu d'améliorer*

ce mortier, y introduire un véritable agent de destruction.

5° Toute fabrication de ciments avec des calcaires à chaux-limites incomplétement cuits, offre de graves inconvénients ; car les parties qui atteindraient, nonobstant toute précaution, le terme de la cuisson complète, ne pouvant être reconnues et rebutées par un triage, resteraient comme agents de destruction dans le ciment.

6° Tout essai direct tendant à constater la qualité d'une chaux hydraulique, doit être précédé d'une expérience qui puisse elle-même constater la quantité d'acide carbonique contenue dans cette chaux ; car si cet acide s'y trouve en proportion assez notable pour constituer un incuit *non-ciment*, l'essai indiquera comme mauvaise une chaux hydraulique qui, bien cuite, offrirait peut-être toute l'énergie désirable.

Il est impossible de ne pas attribuer à la présence des chaux-limites ou des mauvais incuits dans les mortiers, la dégradation des rejointoiements, la chute et l'efflorescence des enduits, les poussées et tous les autres accidents qu'on ne remarque jamais, quand on emploie des chaux hydrauliques bien franches, bien éteintes et bien purgées d'incuits ou de tout ce qui y ressemble.

Les anciens, dont l'expérience doit être comptée pour quelque chose, ne se bornaient pas à rejeter les incuits ou pigeons, ils voulaient encore que la chaux destinée à la confection des revêtements eût plus d'une année d'extinction ; ils avaient donc remarqué, même dans les chaux grasses, des parcelles paresseuses dont le foisonnement s'opère très lentement.

Les ciments provenant d'incuits s'éventent et se détériorent absolument dans les mêmes circonstances que les ciments ordinaires.

L'appréciation des qualités de la chaux hydraulique ou du ciment que peut fournir une substance calcaire donnée,

peut se faire par l'analyse chimique avec plus de célérité et plus exactement peut-être que par les moyens directs; mais pour cela, on devra abandonner la méthode ordinaire, qui consiste à séparer l'argile du carbonate par un acide, et à l'attaquer par la potasse, car on réduirait alors en silice gélatineuse des parties quartzeuses qui ne sont pas susceptibles d'entrer en combinaison; il faudra convertir immédiatement en chaux ou ciment 99 grammes de la matière, préalablement réduite en poudre très fine; s'assurer qu'il ne reste plus d'acide carbonique et dissoudre le tout dans un excès d'acide chlorhydrique; le résidu non attaqué, s'il y en a un, donnera la quantité de silice, ou d'argile non combinée, et ne pouvant conséquemment concourir que faiblement à l'hydraulicité de la chaux ou du ciment. Le reste de l'analyse s'effectuera comme à l'ordinaire.

POTERIES, PORCELAINES, GRÈS, TERRE DE PIPE, BRIQUES. — On nomme *poteries* tous les objets préparés avec des argiles soumises à l'action du feu M. le duc de Luynes a publié un excellent mémoire sur les poteries antiques qui va nous servir de guide dans la partie historique.

L'art céramique est sans doute un des plus anciens de tous; inventé à plusieurs époques et par des nations séparées, il était connu des peuples de l'Asie dans des siècles très reculés. Les Grecs le reçurent beaucoup plus tard; long-temps ils ignorèrent la brique pour les constructions et conservaient les liquides dans des vases de bois. Les Celtes et les Germains apprirent probablement la poterie des colonies grecques ou romaines; avant ils buvaient dans des pierres creusées, des coquilles ou des crânes. Malgré l'époque récente que l'on assigne à l'introduction de la poterie dans la Grèce, elle y atteignit rapidement une perfection qui démontre bien l'intelligence de ceux à qui elle avait été enseignée. Elle précéda la plastique, puis s'en empara pour embellir les formes; enfin elle appliqua le dessin

à son vernis pour en tirer les ornements les plus délicats et les sujets les plus beaux. Si la porcelaine de nos fabriques surpasse les vases grecs par sa dureté et sa faculté de recevoir toutes les couleurs, elle n'atteint certainement pas la même pureté de contours et la même grâce dans les décors.

Les poteries antiques se divisent en plusieurs classes : grecques, étrusques, romaines, égyptiennes. Les trois premières se rapportent presque exactement à notre faïence, sauf la différence de l'émail qui, chez les anciens, n'avait jamais pour base l'oxide d'étain ni le sulfure de plomb. Les Étrusques fabriquèrent des terres noires enfumées, et les Romains des vases d'un rouge très foncé assez analogues aux terres de Wedgewood, mais ils leur firent subir une cuisson bien moins forte. L'art céramique des Égyptiens paraît avoir été spécialement consacré à la fabrication d'idoles, d'amulettes et de scarabées; ils y employaient une pâte blanche, à cassure conchoïde, qui se rapprochait de notre porcelaine; l'émail en était très vitreux et luisant et coloré en bleu ou en vert par l'oxide de cuivre. La vaisselle égyptienne était de terre grossière, de bois, de verre, de cuivre ou de métaux précieux émaillés ou niellés.

Dès que les vernis furent inventés, on se hâta de les appliquer aux vases, car on sentit promptement l'avantage d'une couche mince qui prévenait toute pénétration par les liquides. Les premières couvertes furent générales. Le noir fut préféré par un motif que nous allons faire connaître.

Soit dans les produits volcaniques, soit dans beaucoup d'autres combinaisons naturelles, l'oxide noir de fer s'offrait abondamment sous diverses formes, toujours colorant, toujours très fusible avec les corps vitreux. C'est lui qui dut se mêler d'abord avec les fondants employés pour former la couverte; on l'adopta, et tous ses avantages justifièrent suffisamment ce choix. L'analyse chimique du noir

des vases antiques confirme pleinement cette théorie, et, bien que les fondants ne soient véritablement connus que par les compositions telles que Pline et Vitruve les décrivent, le principe colorant du vernis a pu être facilement séparé. Les Grecs adoptèrent l'oxide de fer parce que la nature le leur fournit de toutes parts, de même que les Égyptiens choisirent celui du cuivre à raison de la rareté des autres. Le retouches en blanc, rouge et jaune mat sont faites avec des produits naturels. Le blanc est une alumine blanche appelée vulgairement terre de pipe; le rouge n'est que l'oxide rouge de fer, le jaune un ocre. Il y entre peu ou point de fondants; aussi boivent-ils tous l'eau dont on les baigne; il en est de même de la couverte blanche de plusieurs vases de Locres, de l'Attique et de Tarquinies. Les bleus et les verts sont tirés des sels de cuivre.

Beaucoup d'incertitudes règnent sur le liquide destiné étendre la couverte. Les vases étaient peints en sortant des mains du potier et encore si frais qu'ils cédaient à l'impression doigt. Était-ce l'eau, la térébenthine ou l'huile dont on faisait usage? Ces deux derniers corps ne pouvaient guère s'accorder avec l'humidité de la pâte; pourtant il n'est pas impossible de s'en servir.

La couleur s'appliquait très facilement, avec hardiesse et sûreté; elle écaillait rarement par la cuisson. Quelques couvertes sont fort tendres; celles de l'Étrurie sont les plus résistantes. On esquissait avec un corps dur, dont la trace colorée disparaissait à la cuisson, laissant à sa place des petits sillons suivant les corrections de l'artiste; tous les traits noirs intérieurs étaient faits au *cestre*, espèce de tire-ligne; les fonds et les surfaces un peu larges se couvraient au pinceau, de même que les filets.

A l'égards des inscriptions, il y en a de deux sortes : les unes sont peintes sur le blanc ou sur le fond naturel, avec la couleur noire et brillante; les autres étaient mises en blanc ou en rouge mat sur le vernis noir. Ces dernières

sont très communes et s'appliquaient comme les retouches; seulement, le vase étant terminé, on ne pouvait pas toujours se poser commodément pour écrire; il fallait quelquefois tracer les lettres à l'envers, ce qui peut expliquer beaucoup d'erreurs, de transpositions et d'omissions dans les légendes.

Venait enfin la cuisson à nu à une température variée selon les fabriques. La beauté du vernis dépendait de la chaleur. Tout cuisait ensemble, terre et couleur; c'est encore ainsi que l'on fait dans nos poteries communes. C'est la Sicile, l'Étrurie et la grande Grèce qui fournissent les plus beaux vernis; ceux de Bruttium et de la Lucanie sont, la plupart, très minces, ternes et faciles à rayer.

Un des effets les plus remarquables de la cuisson était de faire varier la couleur des vases lorsqu'ils recevaient un coup de feu. Alors l'émail passait du noir au vert et du vert au rouge. C'est une propriété bien connue de l'oxide de fer.

Ne confondons pas, toutefois, les accidents de cuisson avec ceux des bûchers dont la flamme, chargées de matières charbonneuses, noircissait les vases, les flambait d'une manière bizarre et marbrée, faisant éclater ou écailler les parois, pénétrant jusqu'au cœur et salissant la pâte elle-même. Les vases brûlés ne sont pas autrement produits.

Lorsque naturellement, ou par suite de la cuisson, la terre devenait trop pâle dans les places épargnées, on la frottait légèrement, et à sec, avec un ocre rouge foncé dont la couleur suppléait à celle de la terre et achevait de boucher complètemet ses pores déjà resserrés par le poli. Presque tous les vases ont subi cette opération finale; le rouge de leur intérieur est différent de celui de la cassure; on l'enlève, en grande partie, avec un linge humecté; quelques fragments, écaillés par l'action subite des bûchers, montrent les contours des figures encore conservés par cette couleur rouge qui a résisté à la flamme lors-

qu'elle détachait les vernis. Tels étaient les procédés mécaniques des potiers grecs, démontrés par une étude attentive et par les essais les plus assidus pour les imiter.

PRÉPARATION DES POTERIES ET PORCELAINES. — On distingue deux parties dans les poteries: la *pâte* qui en forme la partie extérieure ; la *couverte* qui est la partie ordinairement unie et fusible qui garnit l'extérieur.

On divise les poteries en plusieurs groupes, d'après la composition des pâtes employées à leur fabrication. Voici la division adoptée par MM. Brongniart et Dumas :

1° *Porcelaine tendre.* Silice, alumine, potasse, soude et chaux.

2° *Porcelaine chinoise.* Silice, alumine, potasse.

3° *Porcelaine du Piémont.* Silice, alumine, magnésie.

4° *Grès.* Silice, alumine et quelquefois baryte, ou chaux, ou oxide de fer.

5° *Faïence fine.* Silice, alnmine et quelquefois chaux.

6° *Faïence commune.* Silice, alumine, oxide de fer.

7° *Briques et creusets réfractaires.* Silice, alumine avec traces de chaux ou d'oxides de fer.

8° *Briques communes, carreaux, tuiles*, etc. Silice, alumine, oxide de fer, et quelquefois chaux.

Les *couvertes* sont des espèces de verres ou silicates à base d'oxide de plomb, de potasse, d'oxide de fer, de chaux, quelquefois fabriquées avec des produits naturels tels que le feldspath.

Ce sont des vernis que l'on met sur les poteries pour les rendre imperméables ; ils sont toujours plus fusibles que la pâte ; l'oxide de plomb les rend très fusibles ; mais, mis en excès, il peut donner des vases d'un usage dangereux et d'une prompte altération.

On commence par préparer les pâtes ; elles ont ordinairement pour base une argile qu'on débarrasse par la lévigation des parties grossières ; on ajoute à la pâte argileuse

les différentes matières qui doivent composer la pâte, et on produit un mélange intime au moyen du pétrissage obtenu, ou avec les pieds, ou avec les machines particulières. On donne différentes formes à la pâte ainsi préparée au moyen de tours ou en la comprimant dans des moules de plâtre; on sèche les pièces, puis on les cuit.

La température à laquelle se cuisent les poteries varie beaucoup. Tantôt elle est portée presque au degré de la fusion du fer ; c'est ce qui a lieu pour la porcelaine dure, qui se cuit à 140° du pyromètre de Wedgewood. Dans ce cas la poterie qu'on obtient est dense, dure, solide ; mais elle est toujours d'un prix élevé et ne résiste pas très bien aux variations brusques de température ; elle se rapproche trop de l'état de verre.

Tantôt on chauffe à peine les poteries; c'est ce qui a lieu pour certains creusets, pour les briques de construction, les tuiles, les poteries rouges, etc.; on obtient alors des produits à bon marché et capables de résister aux variations de température ; mais aussi ces produits sont poreux, absorbants, salissants, tendres et très aisément attaquables par les acides ou par les agents chimiques puissants.

On nomme *biscuits* les poteries ainsi cuites; il s'agit d'appliquer les couvertes. Quand la cuisson est trop forte, on est forcé d'avoir recours à un procédé d'application qui consiste à arroser la pièce avec la couverte en bouillie. La cuisson des couvertes s'opère à une température égale ou plus faible que celle de la pâte.

PORCELAINES. — On nomme *porcelaines tendres* les poteries qui ont une pate transclucide et une couverte à base d'oxide de plomb. La porcelaine de Tournay s'obtient par un mélange d'argile, de craie et de soude dont M. Berthier a fait l'analyse : silice 753, alumine 82, soude 59, chaux 100, eau 6.

On frabrique en Angleterre plusieurs espèces de porce-

laine tendre de composition fort variable. Voici la recette d'une de ces pâtes : feldspath altéré, 60 ; argile de Devon, 40 ; flintglass, 2. La couverte est composée de feldspath, 30 ; silex, 15 ; minium, 6 ; soude, 5.

Porcelaines dures ou de Chine. — La pâte des porcelaines dures est composée en général de kaolin et de feldspath quartzeux. On trouve ces deux matières dans le Limousin ; on y supplée, en Angleterre, par des mélanges artificiels, et en Piémont, au moyen de la magnésite ; la porcelaine, au lieu de potasse, contient la magnésie.

La couverte de la porcelaine dure n'est autre chose que la roche feldspathique qui sert de fondant à la pâte.

GRÈS. — On donne le nom de grès aux poteries fines à pâte compacte et opaque, assez cuites pour faire feu sous le briquet ; leur dureté les rend assez compactes pour qu'ils n'aient pas besoin de couverte. On fait quelquefois un émail avec le silex, 16 ; minium, 96, oxide manganèse, 2.

TERRE DE PIPE. — On donne ce nom à une faïence fine, d'une pâte blanche et porreuse, à couverte transparente. La pâte de la terre de pipe est composée d'une argile plastique blanche et de silex broyé ; la couverte est à base d'oxide de plomb. Quand cet oxide est en grande proportion la couverte est très fusible, mais les vases s'altèrent promptement et ne présentent point de garanties de salubrité. On ne met point de couverte sur les pipes.

FAÏENCES COMMUNES. — La pâte de ces faïences est un mélange d'une argile souvent ferrugineuse, quelquefois calcaire, et de sable ordinaire. Quelquefois on ajoute de la marne 0,20 à l'argile qu'on emploie. On les laisse quelquefois en pâte sans couverte, elles sont alors connues sous le nom de *poteries rouges.*

La couverte des poteries communes est formée au moyen de l'émail blanc qui se prépare en oxidant un mélange de plomb et d'étain de 0,14 à 0,25 de ce dernier.

Quand cet oxide est obtenu, on le combine avec une

fritte obtenue avec du sable blanc et du sel de soude. On broie l'émail et on l'applique par les procédés connus.

La pâte des faïences communes est souvent très fusible; il faut alors employer une couverte plus fusible encore, ce qui rend les produits très altérables et d'un mauvais usage.

Alcarazzas. — Ce sont des vases faits avec une argile rendue poreuse par une forte addition de sable et par une légère cuisson sans couverte. Il servent à refroidir l'eau de 4 à 5°; ils produisent cet effet parce que l'eau, suintant peu à peu à travers les pores du vase, présente à l'air une grande surface d'évaporation.

TUILES ET CARREAUX. — On emploie pour cette fabrication toute espèce de terre argileuse, qui n'a pas besoin d'être infusible.

BRIQUES. — Elles ont des usages si variés qu'on doit employer des terres très différentes; avec de l'argile qui n'est ni calcaire ni trop ferrugineuse, et avec du sable qui n'est pas trop calcaire, on fait les briques dites *réfractaires*, qu'on emploie dans la construction des fourneaux. Quand les briques ne sont considérées que comme matériaux de construction, elles n'ont besoin que d'une faible cuisson, et leur pâte peut être et plus grossière et plus fusible. On pourrait employer comme briques réfractaires des schistes qu'on aurait privés de leur bitume et de leur eau intérieure par une température graduellement ménagée.

PEINTURE SUR PORCELAINE, SUR FAÏENCE, SUR ÉMAIL. — On applique les couleurs sur porcelaine, sur faïence, sur verre et sur émail, au moyen de mélanges fusibles, colorés avec des oxides métalliques par la fusion, et appliqués, après avoir été pulvérisés, au pinceau sur le corps qu'on veut peindre, et en soumettant le tout à l'action du feu.

Voici la liste des matières employées pour ce genre de peintures.

Pour le bleu. — L'oxide de cobalt.

Pour le rouge. — Le protoxide de cuivre; le pourpre de Cassius; le protoxide de fer.

Pour le vert. — L'oxide de chrome; le bi-oxide de cuivre; un mélange d'oxide de cobalt, d'acide antimonieux et d'oxide de plomb.

Pour le jaune. — L'oxide d'urane; le chromate de plomb; certaines combinaisons d'argent; enfin des composés d'acide antimonieux et d'oxide de plomb; ou bien encore du sous-sulfate de fer.

Pour le violet. — Le protoxide de manganèse; le pourpre de Cassius.

Pour le noir. — Un mélange d'oxide de fer, d'oxide de manganèse et d'oxide de cobalt.

Pour le blanc. — L'émail ordinaire.

MASTICS. — On donne ce nom à des compositions de nature très diverses destinées ou à imiter les pierres naturelles ou à unir les joints des dalles, ou à préserver des terrasses et autres objets de maçonnerie de l'humidité.

MASTIC BITUMINEUX (*Asphalte Seyssel, Lobsan*, etc.). — Voici comme on prépare les mastics bitumineux. Dans les deux localités où sont les exploitations les plus considérables de bitume glutineux, on trouve à proximité un calcaire imprégné de bitume très propre à la fabrication du mastic. On le fait dessécher fortement après l'avoir concassé en petits morceaux, puis on le broie en poudre fine; on le tamise et on le délaie à chaud dans un cinquième environ de son poids d'asphalte fondu. On doit ajouter le calcaire par petites portions, et en remuant sans cesse à l'aide d'une forte spatule ou ringard en fer, afin que le mélange soit bien intime et qu'aucune des parties ne se détériore où ne se carbonise par une trop grande élévation de température.

Dès que l'espèce de pâte ainsi préparée est bien homogène, on la puise à l'aide d'une cuiller en fer, et on la porte

dans des moules rectangulaires à clavettes, assujettis sur une sorte de chantier en planches dressées, recouvertes de forte tôle.

Les parois de ces moules doivent préalablement être enduites d'une légère couche de mortier de terre et d'eau afin de prévenir l'adhérence que pourrait contracter avec elles le pain de mastic.

On a cherché à remplacer dans la composition de ce mastic le bitume glutineux par du goudron de houille, mais tous les essais tentés dans cette direction ont avortés. En effet le bon bitume minéral contient une petite proportion de bitume élastique qui sert à donner du corps et de la solidité à cette pierre artificielle.

Mastic de limaille de fer. — On prépare ce mastic en mélangeant du vinaigre et de la limaille de fer en quantité suffisante pour faire une pâte qui se durcit à la longue. Voici une autre recette de mastic avec la limaille de fer : limaille 50 parties, soufre 2 parties, sel ammoniac 1 partie, eau quantité suffisante.

Mastic des fontainiers. — Il se prépare en mélangeant par la fusion 1 de résine et 2 de ciment pulvérisé.

Mastic hydrofuge. — Cette composition a été imaginée par MM. Thénard et Darcet; elle consiste dans un mélange de 1 partie de cire et de 3 parties d'huile de lin lithargirée, ou de 2 parties de résine et de 1 partie d'huile lithargirée. On fait pénétrer ce mastic fondu au moyen d'une chaleur très intense, dans les pores des pierres ou du plâtre sur lesquelles on veut faire exécuter des peintures. Ces matériaux ainsi pénétrés de mastic, acquièrent une solidité très remarquable, et deviennent imperméables à l'humidité. L'épreuve tentée sur la coupole du Panthéon, que Gros a recouverte de si belles peintures, a démontré tous les avantages de ce mastic. Les murs très humides du rez-de-chaussée furent assainis par le même procédé. La dépense n'est que de 80 centimes environ par mètre carré.

PROCÉDÉ GALVANO-PLASTIQUE POUR DORER, ARGENTER, PLATINER, ETC., LES MÉTAUX. Dans la partie physique de ce Cours (page 220), j'ai donné le procédé de M. de La Rive pour dorer l'argent et le laiton ; depuis l'impression de ce volume, de nouveaux progrès ont été faits dans cette direction. Voici comme M. Dumas, rapporteur d'une commission de l'Académie des sciences, s'exprime : « Un art nouveau, de la plus haute importance, car il tend à rendre générales les jouissances du luxe le mieux raisonné, vient, sinon de naître en France, du moins d'y recevoir des développements inattendus. C'est l'art d'appliquer à volonté les métaux les plus résistants, ou les plus beaux, en couches minces comme celles d'un vernis, ou en couches plus épaisses à volonté, sur des objets façonnés avec d'autres métaux moins chers et plus tenaces que ceux-ci.

» Ainsi des objets en fer, en acier, c'est-à-dire tenaces, durs ou tranchants, mais oxidables à l'air, peuvent, tout en conservant leurs anciennes propriétés, devenir inaltérables au moyen d'un vernis d'or, de platine ou d'argent, vernis si léger et si mince que leur prix s'en ressent à peine.

» Des ustensiles en cuivre, laiton ou étain qui seraient dangereux ou désagréables, peuvent recevoir la même préparation en couches plus épaisses, et devenir inaltérables à l'air, inodores et d'un emploi salubre. Et comme l'agent qui opère de tels effets possède une puissance sans limites, il faut ajouter que ce n'est pas seulement l'or, le platine et l'argent qu'on peut appliquer sur quelques métaux, mais le cuivre, le plomb, le zinc, le nickel, le cobalt, etc., qui, mis à contribution selon les circonstances, viennent à leur tour changer l'aspect des objets sur lesquels on les force à se déposer, ou bien leur communiquer des propriétés utiles et nouvelles.

» Cet art, ajoute le rapporteur, aura pour effet presque

certain de détruire tous les ateliers si dangereux de dorure au mercure ; il transportera jusque dans la plus humble chaumière l'usage agréable et utile de l'argenterie, il permettra d'appliquer le vermeil à une foule d'objets d'usage commun, et par cela même provoquant une déperdition considérable de métaux précieux, viendra ranimer l'exploitation des mines d'argent, rehausser le prix avili de ce métal, et faire équilibre à l'excès de production, qui, à son égard, se manifeste depuis long-temps d'une manière si frappante. »

Procédé de dorure par M. Elkington. — « Il prend 31 grammes 25 centigrammes d'or converti en oxide, 5 hectogrammes de cyanure de potassium et 4 litres d'eau. Il fait bouillir le tout pendant une demi-heure ; dès lors le liquide est prêt à servir. Bouillant, il dore très vite ; froid, il dore plus lentement. Dans les deux cas, on y plonge les deux pôles d'une pile à courant constant, l'objet à dorer étant suspendu au pôle négatif, où le métal de la dissolution vient se rendre.

» Voici la disposition de l'appareil de M. Elkington. C'est un vase cylindrique de cuivre, armé d'un long fil de ce métal, et d'un autre vase, également cylindrique, en terre poreuse, d'un diamètre moindre des deux tiers, que l'on place dans le vase en cuivre ; l'élément en zinc cylindrique solide, armé d'un long fil de cuivre, se loge entre les parois des deux vases inclus l'un dans l'autre. On verse le bain d'or dans le vase en terre, et une dissolution de sel marin dans le vase de cuivre ; on plonge les deux pôles dans le vase en terre, ainsi que les objets à dorer, qu'on place contre le pôle négatif, c'est-à-dire contre le long fil de cuivre qui part du zinc. »

Procédé de dorure par M. de Ruolz. — « Il emploie une pile de 40 couples de 16 centimètres de large sur 8 de hauteur. Il arme le pôle positif d'un fil de platine, le pôle négatif d'un fil de cuivre, qui se rendent dans l'auge où se

trouve le bain d'or ou autre. Les objets à dorer, argenter, étamer, cuivrer, etc., sont rangés sur le fil de cuivre; le fil de platine les longe sans les toucher.

» M. de Ruolz a éprouvé une telle variété de dissolutions d'or, qu'il lui a été facile d'en trouver de moins chères et de plus convenables que celles dont M. Elkington fait usage lui-même : ainsi il s'est servi, 1° du cyanure d'or dissous dans le cyanure simple de potassium; 2° du cyanure d'or dissous dans le cyano-ferrure jaune; 3° du cyanure d'or dissous dans le cyano-ferrure rouge; 4° du chlorure d'or dissous dans les mêmes cyanures; 5° du chlorure double d'or et de potassium dissous dans le cyanure de potassium; 6° du chlorure double d'or et de sodium dissous dans la soude; 7° du sulfure d'or dissous dans le sulfure de potassium neutre.

» Les chimistes seront étonnés, ajoute le rapporteur, en examinant tous ces procédés, que le dernier de tous, celui qui repose sur l'emploi des sulfures, soit le plus convenable, et qu'appliqué à dorer les métaux tels que le bronze et le laiton, dont on connaît la sensibilité en ce qui concerne la sulfuration, il réussisse à merveille et en donnant la dorure la plus belle et la plus pure de ton.

Du reste, tous ces procédés réussissent bien, et les trois derniers en particulier permettent de dorer tous les métaux en usage dans le commerce, et même des métaux qui jusqu'ici n'y ont pas été employés. Ainsi l'on peut dorer le platine, soit sur toute sa surface, soit sur certaines parties, de manière à obtenir des dessins d'or sur un fond de platine.

» L'argent se dore si aisément, si régulièrement et avec des couleurs si pures et si belles, qu'il est permis de croire qu'à l'avenir tout le vermeil s'obtiendra de la sorte. On varie à volonté l'épaisseur de la couche d'or, sa couleur même. On peut faire sur la même pièce des mélanges de mat et de poli. Enfin, on dore avec une égale facilité les

pièces à grande dimension, les pièces plates ou à relief, les pièces creuses ou gravées et les filaments les plus déliés.

» Tout ce qu'on vient de dire de l'argent, il faut le répéter du cuivre, du laiton, du bronze. Rien de plus aisé, de plus régulier que la dorure des objets de diverse nature que le commerce fabrique avec ces trois métaux. L'or, tantôt appliqué en pellicules excessivement minces, constitue un simple vernis propre à garantir ces objets de l'oxidation; tantôt, appliqué en couches plus épaisses, il est destiné à résister, en outre, au frottement et à l'usage. Par un artifice très simple on peut varier l'épaisseur de la couche d'or, la laisser mince partout où l'action de l'air est seule à craindre, l'épaissir, au contraire, là où il importe d'empêcher les dégradations dues au frottement. La bijouterie tirera grand parti de ces moyens, mais la science y trouvera aussi sa part d'avantages. Ainsi rien ne nous empêche à l'avenir de dorer à bon marché tous ces instruments de cuivre qui se dégradent si rapidement dans nos laboratoires, de nous procurer des tubes, des capsules, des creusets de cuivre doré qui remplaceront les vases d'or nécessaires quelquefois, et que nul chimiste ne possède aujourd'hui.

» Le packfong prend très bien la dorure par ce procédé, et il devient facile de convertir en vermeil les couverts en packfong, déjà assez répandus, et qui ne sont pas sans danger.

» L'acier et le fer se dorent bien et solidement par cette méthode qui n'a aucun rapport, à cet égard, avec les procédés si imparfaits de dorure sur fer ou acier; seulement, il faut commencer par mettre sur le fer ou l'acier une pellicule cuivreuse. Les couteaux de dessert, les instruments de laboratoire, les instruments de chirurgie, les armes, les montures de lunettes et une foule d'objets en acier ou en fer recevront ce vernis d'or avec économie et

facilité. Nous avons constaté que divers objets de cette nature avaient été reçus avec une vive satisfaction par le commerce. L'emploi des couteaux dorés à l'usage habituel nous a fait voir d'ailleurs que cette application était de nature à résister à un long usage, quand la couche d'or était un peu épaisse.

» L'étain a été, sous ce rapport, l'objet d'expériences très intéressantes de M. de Ruolz. Il s'est assuré qu'il ne se dore pas très bien par lui-même ; mais vient-on à le couvrir d'une pellicule infiniment mince de cuivre, au moyen de la pile et d'une dissolution cuivreuse, dès lors il se dore aussi aisément que l'argent. Le vermeil d'étain est même d'une telle beauté, qu'on peut assurer que le commerce saura trouver d'utiles débouchés à ce nouveau produit, quoiqu'il soit de notre devoir d'ajouter qu'à raison du prix élevé de l'or il devient difficile de mettre sur des couverts d'étain une couche d'or suffisante pour les rendre durables, sans élever trop leur prix. »

Argenture sur métaux. — Nous allons continuer de citer le rapport de l'Académie des sciences : « Tout ce que nous venons de dire des applications de l'or, il faut le répéter de celles de l'argent. M. de Ruolz est également parvenu, au moyen du cyanure d'argent dissous dans le cyanure de potassium, à appliquer l'argent avec la plus grande facilité. L'argent peut s'appliquer sur l'or et sur le platine, comme affaire de goût et d'ornement. Il s'applique très bien aussi sur le laiton, bronze et cuivre, de manière à remplacer le plaqué. On argente aisément aussi l'étain, le fer, l'acier. L'application de l'argent sur le cuivre ou sur laiton se fait avec une telle facilité, qu'elle est destinée à remplacer toutes les méthodes d'argenture au pouce, d'argenture par voie humide et même, en bien des cas, la fabrication du plaqué.

» En effet, l'argent peut s'appliquer en minces pellicules, comme cela se pratique pour garantir d'oxidation une foule

d'objets de quincaillerie, et en couches aussi épaisses qu'on voudra, de manière à résister à l'usure.

» Pour l'usage des chimistes, nous avons constaté qu'une capsule de laiton argentée peut remplacer une capsule d'argent jusqu'à résister à la fusion de la potasse hydratée; épreuve qu'il ne faudrait pas trop renouveler pourtant, puisque l'argent se dissout dans la potasse : d'où résulte évidemment qu'il sera de quelque intérêt de voir jusqu'où pourra s'étendre l'application de ces nouveaux procédés à la conservation des balances, à celle des machines de physique, à la préservation des ustensiles employés dans nos ménages, chez les confiseurs ou les pharmaciens pour toutes préparations d'aliments ou de médicaments acides. L'argent s'applique très bien sur l'étain. Il fournit ainsi le moyen de faire disparaître, à bon marché, l'odeur désagréable des couverts d'étain, en leur donnant d'ailleurs l'aspect et toutes les propriétés extérieures des couverts d'argent. Ce serait là, sans nul doute, une des circonstances les plus importantes des procédés qui nous occupent, si à la place de l'étain, comme corps de la pièce, on ne pouvait substituer un autre métal plus économique et plus solide. Il s'agit du fer ou même de la fonte. Ces métaux façonnés en couverts et revêtus d'une couche d'argent, permettront de populariser en France, par leur bon marché, des objets déjà usuels en Angleterre. On fabrique, en effet, par d'autres procédés bien plus chers et bien moins parfaits, beaucoup de couverts en fer argenté à Birmingham, et leur usage est habituel dans la plupart des familles en Angleterre.

» *Platinure.* — Au premier abord, d'après l'analogie qui existe entre le platine et l'or à beaucoup d'égards, on aurait pu croire que le platine s'appliquerait aussi facilement que l'or sur les divers métaux déjà cités. Cependant, ce résultat a offert de graves difficultés pendant long-temps, par la lenteur avec laquelle il obéissait à l'action de la pile.

Il fallait avec les dissolutions dans les cyanures, par exemple, donner à l'expérience une durée cent ou deux cents fois plus longue pour le platine que pour l'argent ou l'or, à égales épaisseurs; mais en faisant usage de chlorure double de platine et de potassium dissous dans la potasse caustique, on obtient une liqueur qui permet de platiner avec la même facilité et la même promptitude que quand il s'agit de dorer ou d'argenter.

»Nous n'insisterons pas sur les applications très variées que le platine pourra recevoir dans cette nouvelle direction. Les chimistes y trouveront le moyen de se procurer de grandes capsules de laiton platinées qui réuniront au bon marché toute la résistance nécessaire aux dissolutions salines ou acides; les armuriers mettront à profit sous diverses formes ce moyen de préservation des métaux oxidables ou sulfurables qui entrent dans la fabrication des armes; la bijouterie pourra faire entrer le platine dans ses décorations; l'horlogerie y trouvera un excellent agent pour couvrir d'un vernis très durable les pièces dont elle redoute l'altération.

»*Cuivrage.* — M. de Ruolz ne s'est pas borné à l'application des métaux précieux. Étendant ses procédés à tous les métaux utilisables, il a essayé de cuivrer, de zinquer, de plomber, cobaltiser, nickéliser, etc., divers métaux usuels. Le cuivrage, appliqué sur tôle ou fonte, donne le moyen de faire à meilleur marché le doublage des navires, si l'expérience vient confirmer les idées qu'on peut se faire sur la résistance de ce produit. Il est évident, en tout cas, que la tôle, le fer, la fonte naturelle ou doucie, peuvent recevoir par le cuivrage toutes les propriétés du cuivre, en ce qui concerne la couleur, le poli, la résistance à l'air, et que, par la nature même de la matière intérieure, le bas prix du produit se trouve garanti. On cuivre comme on argente, au moyen du cyanure de cuivre dissous dans les cyanures alcalins; mais la précipitation du cuivre est plus

difficile que celles des métaux précieux. Du reste, ce que nous venons de dire du platine montre combien l'influence de la dissolution peut être grande à cet égard.

»*Zincage.*—Le fer zinqué acquiert la faculté de résister aux actions oxidantes de l'air, et surtout de l'air humide ou de l'eau. C'est qu'en effet le zinc, qui est plus oxidable que le fer, préserve ce métal de l'oxidation, et ne s'oxide presque pas lui-même ; car, lorsqu'il est couvert d'une couche de sous-oxide, toute altération ultérieure s'arrête. Dans la plupart des applications essayées par M. de Ruolz, le métal déposé se trouve au contraire négatif par rapport au métal recouvert. Toute la garantie que le vernis métallique promet en pareil cas repose sur sa parfaite intégrité; car, s'il s'entame sur un point quelconque, et que l'air humide puisse arriver jusqu'au métal intérieur, la couche superficielle, bien loin de servir de préservateur, deviendra au contraire une cause déterminante d'oxidation. Le zinc appliqué sur le fer le préserve donc doublement : tant qu'il est intact, comme vernis; quand il est entamé, par une action galvanique. Cette particularité rend compte du succès qu'a obtenu le fer zinqué dans toutes les applications où le fer, la tôle, s'employaient à froid, n'avaient pas besoin de toute leur ténacité, et pouvaient supporter un supplément de dépense. En général, le fer zinqué ne doit pas être appliqué à contenir de l'eau chaude : l'action galvanique des deux métaux détermine très rapidement l'oxidation du zinc, et le fer se ronge à son tour avec une singulière activité. »

On le voit, on peut appliquer aussi bien les métaux économiques que les métaux précieux par la méthode galvanique. Nous devons seulement observer qu'une des conditions indispensables et générales du succès, c'est que les surfaces d'application soient bien nettes. Ainsi avant que d'appliquer l'or, l'argent ou le platine sur le cuivre, il faudra les soumettre à deux opérations. On les *recuit*, et on les *déroche*. Pour les recuire, on les place sur une tôle, et

on les chauffe au rouge, puis on les plonge dans un mélange d'eau et d'acide sulfurique ; et enfin on les *décape* en les plongeant dans l'acide nitrique à 36°, puis dans un mélange d'acide nitrique au même degré, mêlé avec de la suie et du sel marin. On rince les pièces à l'eau, puis on les sèche dans de la sciure de buis chauffée. Le décapage est si parfait qu'au premier coup d'œil on peut le prendre pour de la dorure.

DEUXIÈME PARTIE.

CHIMIE ORGANIQUE.

---

§ I. Notions générales sur les matières organiques,

Des éléments des matières organiques. — Le nombre des éléments qui entrent dans la composition des matières organiques est extrêmement limité. L'oxigène, l'hydrogène, le carbone, voilà les corps qui, en diverses proportions, constituent le plus grand nombre des produits qui entrent dans la composition des végétaux. L'azote contribue avec eux à former une nombreuse série de principes qui entrent aussi dans la composition des végétaux et surtout des animaux. On trouve encore accidentellement, dans les matières organiques, du soufre, du chlore, de l'iode, du fluor, du silicium, du magnésium, du calcium, du sodium, du potassium, du manganèse, du fer, du cuivre, et de l'or même suivant Beccher; mais tous ces corps ne sont pas essentiels à la formation organique. Pour montrer mieux toute sa puissance, la nature n'opère, quand il s'agit de l'organisation, que sur un très petit nombre d'éléments combinés dans les rapports les plus simples. Tout le système atomique de la nature organique roule sur ces quatre nombres 1, 6, 7, 8 : si on prend l'hydrogène pour unité, 1 c'est l'équivalent de l'hydrogène ; 6 celui du carbone ; 7, ou deux fois 7, celui de l'azote ; 8 celui de l'oxigène.

Comment il se fait qu'un petit nombre d'éléments peut produire un très grand nombre de composés organiques. — On doit être vraiment émerveillé en considérant comment un si petit nombre d'éléments peut produire un

nombre de composés aussi considérable que celui qu'on a découvert et qu'on découvre chaque jour, tant dans les produits végétaux que dans les produits animaux. Toutes ces combinaisons s'effectuent à l'aide d'instruments aussi merveilleux par la simplicité de leur construction que par l'immensité des résultats qu'ils produisent. Ces instruments ont reçu le nom d'*organes*, et c'est de là que vient le nom de nature organique qu'on a donné à la nature vivante, et que nous étendons aux résidus et produits des corps vivants jusqu'à ce que leurs éléments se trouvent combinés absolument de la même manière que dans la nature inorganique. C'est particulièrement dans les organes des végétaux que s'effectue la merveilleuse élaboration qui produit cette immense variété de produits organiques. Nous ne pouvons, en aucune manière, imiter les résultats qui s'y produisent, car là se trouve une force qui n'est point à notre disposition, force mystérieuse que nous ne connaissons que par ses effets, et que nous nommons *force vitale* ou *assimilatrice*. C'est Dieu qui a animé ainsi la nature inorganique, et cela avec une variété admirable, avec une sagesse extrême, avec le but de produire des résultats déterminés et une succession non interrompue d'individus périssables, qui naissent les uns des autres, et parmi lesquels l'organisation détruite des uns sert à l'entretien des autres; tout ce qui tient à la nature organique annonce un but sage, et se distingue comme production d'un entendement supérieur. Cependant plus d'une fois une philosophie bornée a prétendu être profonde, en admettant que tout était l'œuvre du hasard. Mais cette philosophie n'a pas compris que ce qu'elle désigne dans la nature morte sous le nom de *hasard* est une chose physiquement impossible. Nos recherches nous conduisent tous les jours à de nouvelles connaissances sur la construction admirable des corps organiques, et il sera toujours plus honorable pour nous d'admirer la sagesse que nous ne pouvons suivre, que

de vouloir nous élever, avec une arrogance philosophique et par des raisonnements chétifs, à une connaissance supposée des choses qui seront probablement à jamais hors de la portée de notre entendement. (Berzélius.)

Composition des êtres organisés. — On distingue généralement dans les êtres organisés deux classes de composés : les composés inorganiques, qui se trouvent également dans le règne minéral ; *ex.* : acides sulfurique, phosphorique, chaux, soude, etc.; et les composés organiques, qui ne sont formés que dans les organes des corps vivants ; *ex.*: sucre, quinine, etc.; mais il est certain que cette division ne peut rien avoir d'absolu, car il n'est pas prouvé que quelques principes que nous considérons comme ne pouvant être formés que par les êtres vivants ne puissent être produits dans nos laboratoires.

On a étendu l'expression de composés organiques à toutes les substances qui, provenant des composés organiques, altérés par la chaleur, les acides, les alcalis, n'ont point d'analogue dans le règne inorganique.

Analyse organique immédiate et élémentaire. — L'analyse chimique est immédiate lorsqu'elle a pour objet de séparer les composés qui constituent immédiatement les êtres organisés ; on nomme ces composés *principes immédiats.* (On nomme ainsi les composés organiques dont on ne peut séparer plusieurs sortes de matières sans en altérer évidemment la nature.) Elle est élémentaire lorsqu'elle a pour objet de déterminer la nature et la proportion des éléments qui constituent ces mêmes composés.

Distinction des principes immédiats en espèces, variétés, genres. On nomme *espèce*, dans les composés organiques, une collection d'êtres identiques par la nature, la proportion et l'arrangement de leurs éléments; on nomme *variété* des échantillons d'une même espèce organique qui diffèrent par des formes cristallines secondaires, ou par quelques propriétés peu importantes du corps, qui est considéré

comme type de l'espèce; on nomme *genre* une collection d'espèces qui possèdent une ou plusieurs propriétés communes très importantes.

Propriétés des espèces organiques. — Elles se divisent en plusieurs groupes; elles présentent un degré d'importance variable pour la détermination des espèces et l'établissement des genres. Nous allons discuter la subordination de ces caractères. Voici l'ordre dans lequel on étudie ces propriétés:

1° *La composition :* elle est *immédiate* quand elle exprime dans quelle proportion deux ou plusieurs principes immédiats déterminés constituent une combinaison; elle est *élémentaire* quand elle exprime la nature et la proportion des éléments qui constituent un principe immédiat. La composition élémentaire d'un principe immédiat est un caractère de première valeur quand cette composition est constante, quand le principe est susceptible de cristalliser avec des formes déterminables.

2° *Les propriétés physiques*, qui dépendent de l'état d'agrégation des particules, des rapports de l'espèce avec l'électricité et la lumière. L'état d'agrégation a, de tous les temps, présenté un caractère très estimé; la densité à l'état solide, liquide ou gazeux; le point de fusion, le degré de volatilisation, offrent des caractères de la plus grande valeur. Les caractères déduits des rapports avec la lumière; la transparence, la réfraction, l'opacité, la couleur, l'éclat, la phosphorescence, sont d'une moindre importance. M. Biot a indiqué un caractère de cet ordre qui est très précieux; il consiste à observer la déviation des plans de polarisation des rayons lumineux. Les propriétés qui dépendent de l'électricité sont la conductibilité ou la non-conductibilité, la propriété de s'électriser positivement ou négativement.

3° *Les propriétés chimiques* présentent, dans la détermination des espèces et des genres, des caractères de la plus grande importance. Une des plus estimées est la déter-

mination de l'acidité, de l'alcalinité et de la neutralité. On forme ainsi des groupes fondamentaux que presque tous les chimistes ont suivis dans leurs classifications. L'acidité et l'alcalinité sont d'autant plus importantes à étudier qu'elles donnent aux principes immédiats qui les possèdent la faculté de contracter un grand nombre de combinaisons, soit avec les bases, soit avec les acides, et que, parmi ces combinaisons, on en trouve qui fournissent d'excellents caractères pour distinguer les principes immédiats qui les constituent. L'action des dissolvants, tels que l'eau, l'alcool, l'éther hydratique, appartient au groupe des propriétés chimiques; on doit étudier avec soin chacune de ces dissolutions sous le rapport de la proportion du corps dissous au dissolvant. Les transformations que les principes immédiats éprouvent sous l'influence des acides nitrique et sulfurique, etc., de la chaleur des alcalis, présentent des caractères de premier ordre, surtout dans la détermination des genres, dans la grande division des principes immédiats neutres ; par exemple, le ligneux, les gommes, les sucres, l'amidon, présentent des compositions très rapprochées ; mais on sait qu'ils se groupent de la manière la plus naturelle lorsque l'on prend en considération l'action bien dirigée de l'acide sulfurique étendu.

4° *Les propriétés organiques* qui consistent dans l'impression des corps sur le toucher et le tact, l'odeur, la saveur et toutes les actions que l'espèce peut exercer sur les organes intérieurs d'un être organisé vivant, présentent des caractères empiriques excellents, mais qui ne peuvent point servir à eux seuls à la détermination des genres.

De l'analyse immédiate. — Trois des éléments qui entrent dans la composition des principes immédiats affectent la forme gazeuse : l'oxigène, l'azote et l'hydrogène ; deux viennent au premier rang parmi les corps électro-négatifs, l'oxigène et l'azote, et les deux autres ne sont pas décidément électro-positifs ; il suit de là que les affinités

qui tiennent unis ces principes sont très faibles, et que les éléments qui les composent, lorsqu'ils sont sollicités par une force quelconque, tendent à former des combinaisons plus stables. On voit donc que l'analyse immédiate présente de grandes difficultés pour arriver à des résultats précis et identiques.

Influence de la chaleur dans l'analyse organique immédiate. — Toutes les matières organiques sont décomposables par la chaleur blanche. Si, au lieu d'exposer brusquement les matières organiques d'une température peu élevée à une température rouge blanche, on les chauffe graduellement dans des vaisseaux distillatoires sous la pression ordinaire de l'atmosphère, on observera trois sortes de phénomènes. 1° *La matière soumise à l'expérience distillera sans altération :* tels sont l'alcool, l'acide acétique étendu d'eau. 2° *La matière soumise à l'expérience se divisera en deux parties : l'une se volatilisera sans altération ; l'autre se décomposera en plusieurs corps :* tels sont l'acide oxalique, l'indigo. 3° *La matière soumise à l'expérience s'altérera en totalité :* tels sont l'amidon et le sucre.

Il faut avoir soin de chauffer la matière sans le contact de l'air, car, sans cette précaution, les résultats pourraient être très différents ; très peu de principes immédiats sont altérables lorsqu'on les expose à une température de 100 à 120° sans le contact de l'air.

Influence de l'oxigène atmosphérique dans l'analyse immédiate. — L'action de l'oxigène sur une espèce organique est favorisée : 1° par une élévation de température ; 2° par l'état où se trouve cette espèce quand elle est dissoute dans l'eau. Il est telle substance qui ne serait point altérée par l'oxigène quand elle est sèche, et qui s'altère très promptement lorsqu'elle est dissoute dans l'eau ; 3° par la coexistence de certains principes immédiats avec cette même espèce organique dissoute dans l'eau ; *ex. :* une

dissolution de sucre n'est pas altérée en contact avec l'oxigène ; mais, lorsqu'elle est mélangée avec une très faible portion de ferment, elle se change en alcool et en acide carbonique ; 4° par la présence d'un alcali, cette action est surtout très sensible pour un grand nombre de matières colorantes. On ne peut s'empêcher de comparer la combustibilité des matières organiques combinées avec un alcali à celle du soufre dans les sulfures liquides.

Usage des dissolvants dans l'analyse organique immédiate. — Les dissolvants sont neutres, acides ou alcalins. Les dissolvants neutres sont l'eau, l'alcool et l'éther hydratique.

Action de l'eau. — Lorsqu'on met des matières organiques en contact avec l'eau, il peut arriver plusieurs choses : 1° elle dissout certains principes sans attaquer les autres; 2° sous l'influence de la chaleur, une substance dissoute dans l'eau froide peut s'en séparer sous deux états. Elle se dépose simplement parce qu'elle est moins soluble à chaud qu'à froid ; *ex. :* butirate de chaux ; elle se dépose en éprouvant un changement, soit dans sa composition, soit dans l'arrangement de ses molécules ; *ex. :* albumine de l'œuf; 3° l'eau peut se fixer dans une espèce organique ; 4° un des principes d'une espèce peut en être séparé par la simple action de la chaleur ; c'est ce qui arrive au butirate de cuivre, qui se réduit dans l'eau bouillante en acide butirique et en oxide cuivrique anhydre.

Action de l'alcool. — L'alcool dissout en général les matières qui sont peu oxigénées : telles sont les graisses, les huiles, les baumes, les résines, substances que l'eau ne dissout pas. Quand il est concentré, il a peu d'action sur les corps que l'eau dissout ; il dissout les sucres moins bien que ne fait l'eau ; il précipite les gommes de leur solution aqueuse. L'alcool, en agissant sur les matières organiques qui contiennent de l'eau, telles que les tissus organiques, a leur enlève, pour la plus grande partie au moins, et il

exerce sur quelques unes la même action que la chaleur, lorsqu'elle leur fait éprouver le changement que produit la cuisson. C'est ce qui arrive à l'albumine qu'on précipite de sa dissolution aqueuse par l'alcool, comme M. Thénard l'a observé. L'alcool peut décomposer certains sels. Je citerai pour exemple le quadrostéarate de potasse, qui, dissous dans l'alcool bouillant, se réduit par le refroidissement en cristaux de bistéarate de potasse et en acide stéarique qui reste dans la liqueur.

Action de l'éther. — L'éther a une action analogue à celle de l'alcool; cependant, en général, il dissout les corps gras en plus grande quantité que ne le fait l'alcool, et il exerce une action beaucoup plus faible que lui, soit pour dissoudre les corps que l'eau dissout, soit pour enlever aux matières organiques l'eau qu'elles peuvent contenir.

Des dissolvants acides ou alcalins. — On doit les employer avec circonspection, parce qu'ils peuvent faire subir plusieurs transformations aux principes immédiats; cependant, quand il s'agit d'isoler un principe antagoniste, leur emploi devient alors, sinon indispensable, du moins très avantageux.

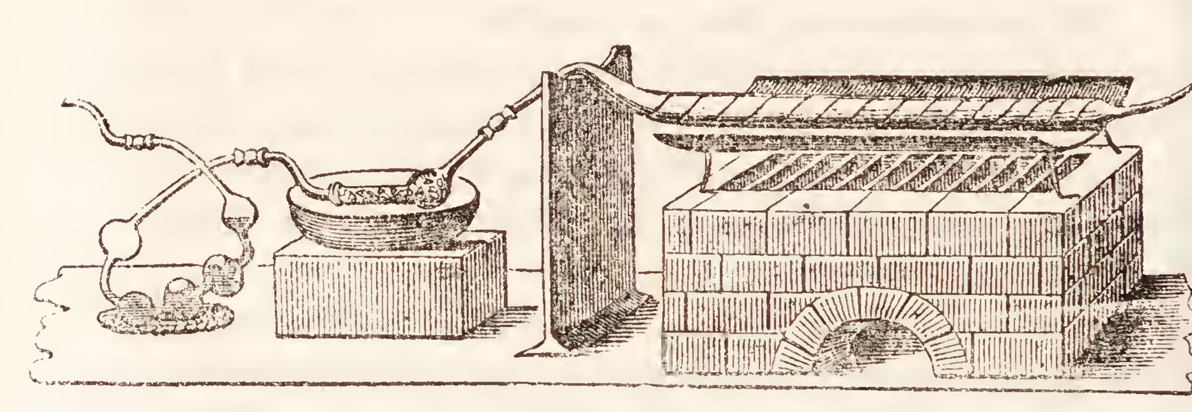
ANALYSE ÉLÉMENTAIRE. — ***Historique.*** — Les anciens chimistes n'avaient que des idées erronées sur la constitution chimique des êtres organisés et de leurs produits, car ils employaient des méthodes d'analyse très vicieuses. C'est encore Lavoisier qui fit les premiers pas dans cette carrière féconde. Ses recherches sur la combustion de l'huile et de l'esprit de vin sont dignes d'admiration.

Lavoisier brûlait le principe immédiat dans une cloche remplie de gaz oxigène, dans laquelle il l'enflammait à l'aide d'un miroir ardent. Les premières expériences exactes sont dues à MM. Gay-Lussac et Thénard; ils brûlaient la matière mélangée avec une quantité suffisante de chlorate de potasse. Un perfectionnement remarquable est dû à M. Gay-Lussac : il substitua l'oxide cuivri-

que au chlorate de potasse; la décomposition est ainsi beaucoup plus lente et plus complète. MM. Chevreul, Berard, Thomson, employèrent avec succès ce procédé; Prout y fit subir des modifications importantes; il employa simultanément le gaz oxigène et l'oxide de cuivre, et il obtint, au moyen d'un appareil assez compliqué, des résultats exacts. M. Liébig, enfin, a fait connaître un procédé d'analyse élémentaire qui est aussi ingénieux que simple.

Appareil de Liébig. — Pour analyser les principes immédiats organiques non azotés, on emploie l'appareil suivant, qui a été imaginé par M. Liébig et qui porte son nom. Cet appareil (fig. 48) consiste en un tube de verre vert, long de 50 centimètres environ et large de 10 à 12.

Fig. 48.



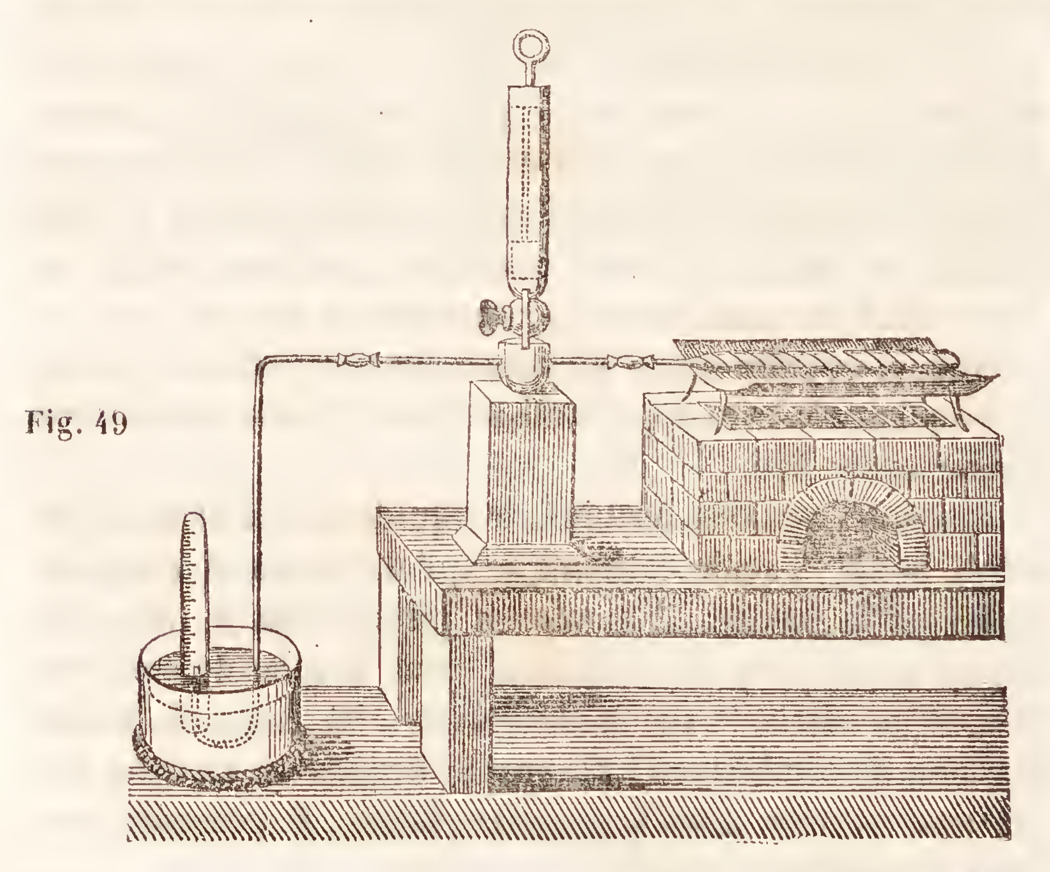
L'une de ses extrémités est effilée à la lampe et fermée, tandis que l'autre, aussi un peu effilée et recourbée en bas de manière à former un angle d'environ 45°, se rend dans un tube contenant du chlorure de calcium sec; ils sont unis ensemble par une lame de caoutchouc. Le tube à chlorure de calcium est uni de la même manière à l'appareil à boules de M. Liébig, lequel est destiné à contenir une dissolution concentrée de potasse caustique. Les boules ne doivent pas être entièrement remplies : le poids de cette dissolution et de l'appareil à boules doit être déterminé exactement, ainsi que celui du chlorure de calcium.

On introduit dans le tube à combustion un gramme de la substance à analyser, bien desséchée, pulvérisée et intimement mélangée avec du bi-oxide de cuivre récemment calciné, dont on emploie 80 parties pour une de la substance organique. On les pulvérise ensemble dans un mortier d'agate bien desséché, en ayant soin de n'ajouter le bi-oxide de cuivre que par petites portions ; le mélange est recouvert de quelques centimètres de bi-oxide de cuivre en copeaux, puis d'une certaine quantité de cuivre métallique. La substance ne doit pas être trop tassée, et même en frappant un peu la partie inférieure du tube placé sur la grille, il se forme un peu de vide le long de la partie postérieure ; les gaz, trouvant à se dégager facilement, ne chasseront pas la matière devant eux, ce qui arriverait si on l'avait tassée sans prendre la précaution indiquée. Alors on effile le tube, on en recourbe l'extrémité, et on l'adapte au tube à chlorure de calcium au moyen d'un bon bouchon. Le tube à combustion étant entouré d'une feuille de cuivre, afin d'empêcher l'air froid de venir frapper à sa surface et de le casser, on le place sur une grille convenablement disposée sur un fourneau long. Tout étant ainsi disposé, on chauffe graduellement le tube jusqu'à le faire rougir, en plaçant d'abord quelques charbons autour de l'extrémité du tube, en en ajoutant peu à peu sur toute sa longueur, et enfin en en mettant assez pour pouvoir porter la température à un degré suffisant pour que la combustion puisse avoir lieu.

Dès que l'essai est terminé, le liquide monte dans la première boule ; l'acide carbonique qu'elle contient étant absorbé par la potasse, il monterait jusque dans le tube contenant le chlorure de calcium et dans le tube de combustion. Pour obvier à cet inconvénient, on coupe la pointe du tube de combustion ; dès que le liquide est arrivé à une certaine hauteur dans la première boule, il retombe alors dans le tube horizontal.

Pour recueillir l'acide carbonique restant dans le tube de combustion, on fait passer, en aspirant lentement avec la bouche, une certaine portion de l'air de l'appareil à travers la potasse caustique ; celle-ci absorbe tout l'acide carbonique qu'elle contient, tandis que toute l'humidité qui a pu rester adhérente au tube de combustion se porte sur le chlorure de calcium. Je n'ai pas besoin d'ajouter que l'augmentation de poids des tubes de chlorure de calcium et de potasse caustique donne exactement les quantités d'acide carbonique et d'eau qui se sont formées pendant la combustion. Quant à l'oxigène, il se dose par soustraction. On ajoute l'hydrogène et le carbone, et cette somme est retranchée du poids total de la matière analysée.

Détermination de l'azote. — Voici les appareils que l'on emploie pour doser l'azote ; on a pour but d'obtenir ce corps à l'état de gaz. L'appareil (fig. 49) se compose


Fig. 49

d'un tube de verre vert, qui communique, à l'aide d'un

petit tube, avec une pompe aspirante, à laquelle est adapté, de l'autre côté, un tube propre à recueillir les gaz, qui doit avoir au moins 80 centimètres de longueur, et qui va plonger dans une cuve à mercure au-dessous d'une cloche graduée. L'appareil étant ainsi disposé, et toutes les jointures étant exactement fermées à l'aide de petits tubes de caoutchouc, on fait le vide, à l'aide de la pompe, jusqu'à ce que le mercure se soit élevé dans le tube jusqu'à 75 centimètres et qu'il s'y soit maintenu ; alors on chauffe peu à peu le tube de verre, en agissant comme nous l'avons dit pour l'expérience précédente. On brûle encore la matière au moyen de bi-oxide de cuivre ; les gaz se rendent dans la cloche graduée en déplaçant le mercure. Lorsque l'expérience est terminée, ce qui se reconnaît facilement à ce qu'il ne se dégage plus de gaz, on note exactement le volume du mélange gazeux, ainsi que la pression atmosphérique ; on introduit une solution de potasse dans la cloche, et aussitôt il y a absorption ; l'acide carbonique qui s'y trouve s'étant immédiatement combiné avec la potasse, le résidu gazeux est l'azote, dont le volume est déterminé avec exactitude. La température et la pression étant connues, on arrivera facilement au poids au moyen d'une simple proportion.

On peut encore déterminer la proportion d'azote contenue dans une matière organique, à l'aide du même appareil, mais dont la pompe aspirante a été enlevée (fig. 50). Avant de mettre le mélange de la matière à analyser et de l'oxide de cuivre dans le tube à analyse, on place au fond de petits morceaux de carbonate de plomb, puis au-dessus du verre pilé, puis une nouvelle quantité de carbonate de plomb, sur lequel on met de l'oxide de cuivre, puis enfin le mélange intime de la matière organique et d'oxide de cuivre, et on finit par mettre trois centimètres environ de tournure de cuivre métallique. On chauffe peu à peu la première portion de carbonate de plomb, qui, en se dé-

composant, fournit de l'acide carbonique, qui chasse tout l'air qui était contenu dans l'appareil, et le remplace ; on en arrête la décomposition lorsque le gaz qui se dégage est entièrement absorbable par la potasse. Alors on com-

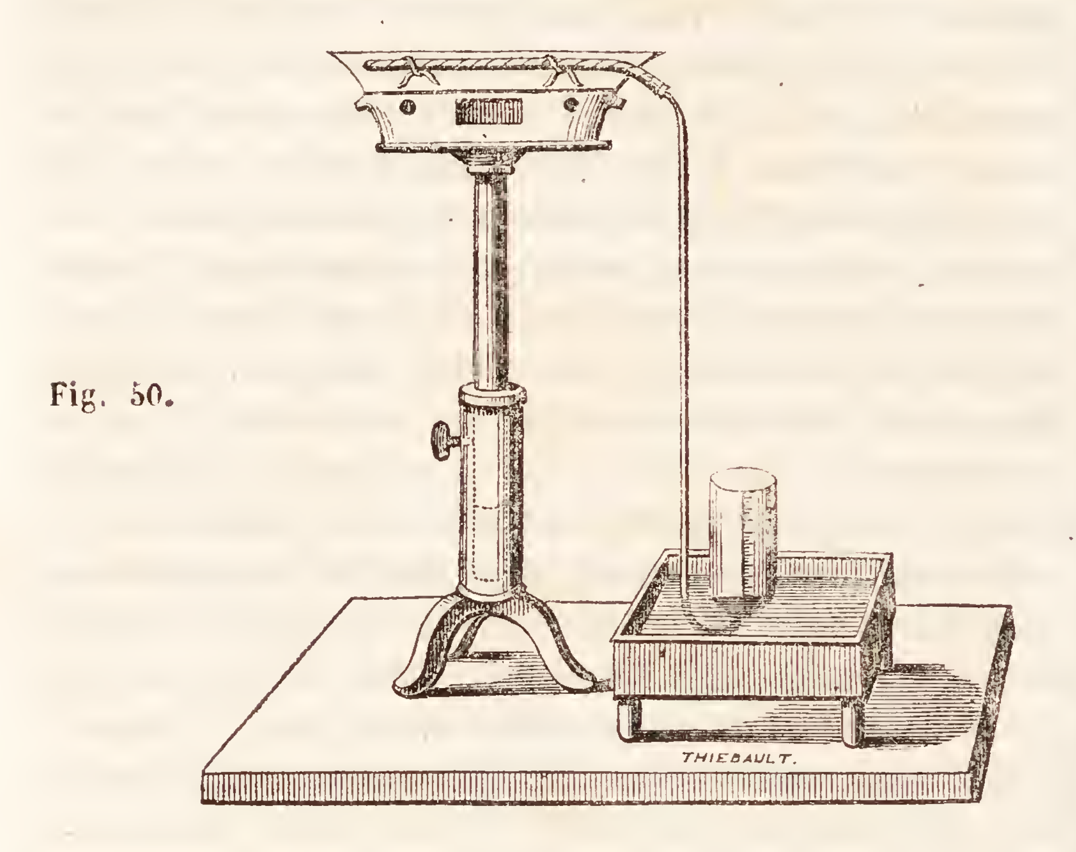


Fig. 50.

mence à chauffer la partie du tube où se trouve le cuivre, afin que, s'il se formait des composés oxigénés d'azote, ce corps se trouvât dans les circonstances favorables pour les décomposer ; ensuite on chauffe peu à peu la partie du tube où se trouve la substance à analyser, et on en porte la température jusqu'au rouge; alors il se dégage un mélange d'azote et d'acide carbonique, qui se rend dans la cloche graduée. L'expérience est terminée lorsqu'il n'arrive plus d'azote dans la cloche graduée, qui doit contenir d'avance une dissolution assez concentrée de potasse caustique, afin d'absorber tout l'acide carbonique. Et on détermine alors le volume de l'azote obtenu, et après avoir effectué les corrections de pression et de température, on arrive par une proportion à l'évaluation pondérable. Dans ces derniers temps,

on a essayé à déterminer la proportion d'azote contenue dans une matière organique en transformant à l'aide d'al calis cet azote en ammoniaque qu'on apprécie par son poids.

Précautions préliminaires de l'analyse élémentaire. — Je vais indiquer brièvement les précautions qu'il faut prendre pour arriver à faire une analyse élémentaire. La première condition, et la plus difficile à remplir, est d'obtenir le principe immédiat qu'on veut analyser à l'état de pureté parfaite. On ne peut tracer de règles générales à cet égard. Voici cependant, d'après M. Chevreul, une expérience qui donne de bonnes indications. Il faut traiter un certain poids du corps, à plusieurs reprises de suite, par de petites quantités du même dissolvant; conserver les dissolutions séparément, et continuer ainsi jusqu'à ce que tout soit dissous. Si le corps est pur, la même quantité de dissolvant contient toujours la même quantité du corps dissous; si, au contraire, le corps est mêlé avec un autre, M. Chevreul assure qu'il arrive presque toujours que les premières et les dernières portions contiennent des quantités inégales du corps dissous, et qu'en évaporant les dissolutions on obtient des résidus qui possèdent des caractères différents, et font ainsi connaître la nature des matières mêlées avec la substance.

Détermination de l'eau. — Certains corps retiennent de l'eau hygrométrique. Avant de les analyser, il est indispensable de les en priver; le meilleur moyen est de les dessécher dans le vide sec; ce moyen est encore plus parfait en unissant une température de 100°. Plusieurs corps retiennent une quantité déterminée d'eau de combinaison; si on peut en fixer la proportion en la déduisant, on peut obtenir avec précision la composition du principe immédiat; quelquefois on chauffe à une chaleur inférieure au terme de sa décomposition, mais cependant suffisante pour chasser l'eau combinée.

Détermination de la capacité de saturation. — Cette donnée est de la plus haute importance à obtenir avec exactitude, car on a ainsi un moyen de vérifier les résultats d'une analyse élémentaire. Pour déterminer la capacité de saturation, on choisit la combinaison avec un oxide binaire, qui est la plus facile à analyser et qui peut, autant que possible, produire plusieurs combinaisons à différents degrés de saturation pour avoir plusieurs moyens de contrôle. Le protoxide de plomb présente ces deux avantages réunis ; mais en faisant usage de cet oxide, il ne faut pas perdre de vue que les combinaisons doivent être produites de telle manière qu'elles se trouvent à un degré de saturation déterminé, et qu'elles ne contiennent pas en mélange d'autres degrés de combinaison ou de l'oxide de plomb non combiné.

On brûle une proportion déterminée de composé plombique. On obtient exactement la quantité d'oxide de plomb combinée avec le corps étudié, et on en déduit facilement sa capacité de saturation.

§ II. Acides organiques.

Historique. — De tous les principes qui entrent dans la composition des matières organiques, les acides ont les propriétés les plus tranchées : aussi sont-ils les mieux étudiés. On en connaît aujourd'hui un nombre considérable, qui dépasse cent, et cependant jusque vers la moitié du siècle précédent, c'est à peine si on en distinguait deux ou trois. C'est Schéele qui a ouvert cette voie féconde. On ne fait guère d'analyses soignées de parties végétales sans distinguer un acide nouveau : aussi devons-nous nous efforcer à faire connaître seulement les plus répandus et ceux qui sont employés dans les arts.

Composition. — Les acides dont nous avons à traiter dans ce paragraphe ne peuvent point être formés directe-

ment par la combinaison des éléments qui les composent; ils ne sont tous produits que dans les organes des corps vivants et que par la transformation de substances organiques.

L'oxigène, l'hydrogène, le carbone en proportions différentes, sont les principes constants de ces corps. On peut les considérer comme des oxides à radicaux composés d'hydrogène et de carbone, ou bien, comme cela paraît démontré pour l'un d'eux, l'acide benzoïque, comme des oxides de radicaux formés de trois éléments : oxigène, hydrogène et carbone ; *ex.* : benzoïle. On peut encore se rendre compte de plusieurs phénomènes en les considérant comme des hydracides à radicaux composés.

Ces trois suppositions peuvent être vraies dans des cas différents ; la dernière paraît être plus généralement adoptée, d'après les recherches de M. Liébig, sur les acides organiques. Voici comme il s'exprime sur ce sujet : « 1° Les acides hydratés sont des combinaisons d'un ou de plusieurs éléments avec de l'hydrogène, dans lesquelles l'hydrogène peut être remplacé, totalement ou en partie, par des équivalents de métaux. La capacité de saturation de ces acides dépend par conséquent de la quantité d'hydrogène qui peut être remplacé. En envisageant comme *radical* la réunion des autres éléments, il est évident que la composition de ce radical n'exerce aucune influence sur la capacité de saturation. 2° La capacité de saturation de ces acides augmente ou diminue dans le même rapport que la quantité d'hydrogène, en dehors du radical, augmente ou diminue. 3° Si, dans la composition du radical, il entre une quantité indéterminée d'éléments quelconques, sans que la quantité d'hydrogène en dehors du radical soit changée, le poids atomique de l'acide augmentera, mais sa capacité de saturation restera la même : dans le sens de cette théorie, les sels sont donc ou bien des combinaisons de métaux avec les corps simples, comme les sels haloïdes, ou bien ce sont des

combinaisons de métaux avec des corps composés jouant le rôle de corps simples.

M. Liébig divise les acides organiques en trois séries : acides *unibasiques*, *bibasiques* et *tribasiques*.

Les *acides unibasiques* forment des sels neutres en se combinant avec un équivalent de base, qui, en entrant dans la combinaison, chasse un équivalent d'eau de l'acide hydraté.

Les sels acides unibasiques se combinent avec d'autres sels de la même espèce, pour former des *sels doubles ;* ils s'unissent aussi avec l'hydrate de l'acide en donnant naissance à des *sels acides.* Ces derniers se décomposent quand on les neutralise par d'autres bases solubles en deux ou plusieurs sels neutres, qui peuvent être séparés l'un de l'autre par la cristallisation, s'ils possèdent une solubilité différente, ou s'ils ne sont pas isomorphes.

Les *sels basiques* des mêmes acides contiennent deux ou plusieurs équivalents de base, qui déplacent, en se combinant avec un atome d'acide hydraté, la même quantité d'eau qu'en déplacerait un seul équivalent de base.

Dans les sels neutres des *acides bibasiques*, chaque atome d'acide est toujours combiné avec deux équivalents de base, qui se substituent à deux équivalents d'eau de l'acide hydraté. Ces deux équivalents de base peuvent être deux équivalents du même oxide métallique, ou deux oxides différents ; ou bien encere un oxide métallique et une base volatile (eau ou oxide d'ammonium). Les sels acides de cette classe ne renferment qu'un atome d'acide, de sorte qu'ils ne se dédoublent pas lorsqu'on les neutralise par d'autres bases solubles.

Les *acides tribasiques* neutralisent trois équivalents de base, et chaque équivalent de base qui se combine à l'acide en déplace un équivalent d'eau.

Propriétés. — Les acides organiques sont généralement solides et cristallisés ; il en est de liquides, comme l'acide

formique. L'action de la chaleur est très diverse sur ces corps ; les uns se fondent sans subir aucune altération, comme les acides gras ; *ex.* : margarique, stéarique ; les uns se volatilisent et se condensent sans décomposition, tels que les acides formique, acétique ; d'autres sont en partie décomposés et en partie volatilisés sans décomposition, tel est l'acide oxalique ; d'autres, enfin, et c'est le cas le plus remarquable, se transforment sous l'influence de la chaleur en de nouveaux acides pyrogénés ; on obtient aussi les acides pyrotartrique, pyromucique, etc. M. Pelouze a annoncé qu'*un acide pyrogéné quelconque, plus une certaine quantité d'eau et d'acide carbonique, ou seulement l'un de ces corps, présente toujours la constitution de l'acide qui leur a donné naissance.*

Les acides organiques sont généralement inaltérables à l'air à la température ordinaire. — Ils sont tous plus ou moins solubles dans l'eau, si on en excepte les acides gras, qui forment à eux seuls un groupe bien caractérisé. Les acides d'origine organique sous le rapport de leurs propriétés acides sont divisés en deux classes, les forts et les faibles ; les acides forts ont généralement une composition atomique plus simple ; quelques uns d'entre eux rivalisent avec les acides inorganiques les plus puissants.

Tous ont une saveur plus ou moins acide, rougissent le papier de tournesol, et, en se combinant avec les bases, forment des sels en proportions définies.

L'action des alcalis puissants transforme, sous l'influence de la chaleur, en acide oxalique tous ceux dont les sels ne sont pas facilement décomposés par la chaleur ; l'acide oxalique est l'acide organique dont la composition est la plus simple ; il est tout-à-fait sur la limite de la nature organique et inorganique. L'acide nitrique transforme aussi les acides organiques en acide oxalique ; l'acide sulfurique concentré en détruit plusieurs en produisant de l'acide car-

bonique, de l'oxide de carbone, de l'eau, et quelquefois un produit charbonné.

État. — Les acides organiques, qui existent tout formés dans les végétaux, sont ou libres ou combinés ; ils existent ordinairement à l'état de liberté dans la chair des fruits, dans les feuilles qui tombent tous les ans ; on ne les rencontre pas communément dans les graines ou dans les racines, ou dans les plantes acotylédones.

Préparation. — 1° Quand l'acide forme avec l'oxide plombique un composé insoluble, qu'il est fixe et susceptible de cristalliser, on forme un sel à base d'oxide plombique qu'on délaie dans l'eau. On y fait passer un courant de gaz sulfidhydrique ; il se précipite du sulfure de plomb ; le liquide évaporé fournit des cristaux d'acide.

2° Quand l'acide forme avec la chaux un sel insoluble, on obtient facilement ce sel à l'état de pureté ; on le décompose par l'acide sulfurique ; il se forme du sulfate de chaux ; l'acide est mis en liberté, on l'obtient cristallisé par l'évaporation. Par ce procédé il retient ordinairement de l'acide sulfurique dont il est difficile de le purger entièrement.

ACIDE OXALIQUE (*acide du sucre*). — *Historique.* — L'acide oxalique a été découvert par Bergmann.

Etat, *préparation.* — Cet acide existe dans la nature à l'état de liberté, dans les poils du pois chiche (*cicer arietinum*), et combiné avec la potasse à l'état de sursel dans les rumex et dans l'alleluia (*oxalis acetosella*). Ce sursel cristallise par l'évaporation ménagée du suc de cette plante ; on le purifie par plusieurs cristallisations. Pour en extraire l'acide on dissout le sel dans l'eau chaude, on ajoute dans la liqueur de l'acétate de plomb ; il se forme de l'oxalate de plomb et de l'acétate de potasse. L'oxalate de plomb est insoluble ; on en prend 100 parties, on le mêle avec 33 d'acide sulfurique à 1,85 ; il se forme du sulfate de plomb insoluble ; l'acide oxalique est dissous par l'eau et obtenu par évaporation et cristallisation.

Ordinairement on prépare l'acide oxalique en faisant chauffer dans une cornue, tant qu'il se dégage des gaz, une partie de sucre et 6 parties d'acide nitrique, pesant 1,220 ; l'acide oxalique cristallise par le refroidissement. Au lieu de sucre, on peut employer de l'amidon.

Propriétés. — Lorsqu'on chauffe l'acide oxalique, il se sublime en partie et est en partie décomposé. Les cristaux de l'acide oxalique sont des prismes quadrilatères. 12 $\frac{1}{2}$ d'acide oxalique exigent 100 d'eau à + 15 pour se dissoudre; la solution jouit de toutes les propriétés des acides énergiques : elle a une même action sur le tournesol. Si on verse sur de l'acide oxalique de l'acide sulfurique anhydre, il se dégage de l'oxide de carbone et de l'acide carbonique. En effet, cet acide est représenté par ces deux combinaisons du carbone et de l'oxigène, plus de l'eau; l'acide sulfurique retient l'eau, et les gaz oxide et acide carboniques se dégagent.

Quand l'acide oxalique se combine avec l'oxide de plomb, toute l'eau entrant dans la combinaison de l'acide disparaît; il reste une combinaison, dont voici la formule : $C^2 O^3$; on peut alors considérer l'acide oxalique comme un oxide de carbone intermédiaire à l'oxide et l'acide carbonique.

Caractères, usages. — On emploie l'acide oxalique comme réactif de la chaux; il forme avec elle un sel insoluble; on s'en sert aussi pour enlever les taches d'encre et les taches de rouille. On l'emploie fréquemment pour nettoyer les harnais de cuivre. On en consomme une grande quantité dans les fabriques d'indiennes, où il est employé comme mordant. Il forme la base des pastilles contre la soif. L'acide oxalique est un poison très énergique; il a plusieurs fois occasionné de funestes accidents par suite de sa substitution accidentelle au sulfate de magnésie.

Bi-oxalate de potasse, sel d'oseille— Ce sel existe dans plusieurs *oxalis* et plusieurs *ramex;* on l'extrait ordinai-

rement de l'*oxalis acetosella.* On clarifie avec des blancs d'œufs le suc de cette plante, on filtre, on fait évaporer en consistance sirupeuse ; par le refroidissement il se forme des cristaux bruns qu'on purifie par une nouvelle cristallisation. On se sert de ce sel pour enlever les taches d'encre. Si on le dissout dans l'acide nitrique étendu et qu'on évapore la liqueur, il se forme un *quadroxalate* de potasse, c'est-à-dire un sel contenant 4 fois plus d'acide que le sel neutre ; si on le sature avec du carbonate de potasse, on obtient de l'*oxalate neutre.*

ACIDE ACÉTIQUE. — *Acide pyroligneux, vinaigre radical.* — C'est l'acide qui est contenu dans le vinaigre. On prépare l'acide acétique : 1° en décomposant un acétate par l'acide sulfurique ; 2° en décomposant par le feu un acétate, et c'est particulièrement l'acétate de cuivre qu'on emploie à cet usage ; on le chauffe dans de grandes cornues de grès lutées. Il se produit, outre l'acide, du gaz hydrogène carboné, de l'oxide de carbone et de l'esprit pyroacétique ou *acétone.* Il est nécessaire de le rectifier pour le priver d'acétate de cuivre qui est ordinairement entraîné et qui colore le produit en bleu.

L'acide acétique est liquide à + 10 ; à une température inférieure et à un grand état de concentration, il peut être obtenu cristallisé. Sa densité, à son plus grand état de concentration, est de 1,06. Il est volatil par la chaleur, qui, lorsqu'il est pur, ne l'altère que difficilement ; mais dans la distillation d'un acétate il est complétement altéré ; il se produit un liquide particulier nommé esprit pyro-acétique. Dans les acétates, l'oxigène de l'acide est à celui de la base comme 3 est à 1. Voici la formule de l'acide acétique cristallisé : $C^4 H^6 O^3 + aq$

Caractères distinctifs. — Son odeur particulière, sa volatilité, ne permettent de le confondre qu'avec l'acide formique ; mais les caractères de plusieurs sels sont très différents.

Usages. — L'acide acétique offre dans l'économie domestique et dans les arts d'importants et nombreux usages. A l'état de concentration, on l'emploie pour combattre la syncope; étendu, il sert à préparer des boissons rafraîchissantes.

Acétate de potasse. — Ce sel, qu'on emploie en médecine, est connu sous le nom de *terre foliée végétale*. On l'obtient en saturant du vinaigre de bois avec du carbonate potassique. On évapore la liqueur, qui devient alcaline par l'évaporation, et à laquelle il est alors nécessaire d'ajouter du vinaigre pour saturer l'excès d'alcali ; on évapore à siccité dans une bassine d'argent, et on rejette sur les bords la pellicule qui se forme. Si ce sel est coloré, on décolore la solution au moyen du noir animal pur.

Acétate de cuivre. — Il existe plusieurs acétates de cuivre à différents degrés de saturation. Il y en a deux qu'on emploie comme couleurs vertes, dans la peinture à l'huile et dans la teinture en noir sur laine, pour composer certains mordants et faire des liqueurs nommées *vert d'eau, vert préparé*, qui servent au lavis des plans. L'un, qui se présente en gros cristaux d'un vert foncé, très soluble dans l'eau et légèrement efflorescent, est un acétate neutre, appelé vulgairement, *vert distillé*, *vert cristallisé*, *cristaux de Vénus*. L'autre, qui est en poussière grenue, d'un bleu verdâtre, presque insoluble dans l'eau, mais très soluble dans le vinaigre et les autres acides, est un sous-acétate, plus connu sous les noms de *verdet* et de *vert-de-gris*, mais qu'il ne faut pas confondre avec le vert-de-gris qui se forme à la surface des ustensiles de cuivre par la seule action de l'air humide, et qui consiste en carbonate de cuivre. Les deux acétates de cuivre se préparent à Montpellier en stratifiant des lames de cuivre avec du marc de raisin aigri. Nous savons qu'on emploie l'acétate de cuivre pour préparer l'acide acétique concentré ou vinaigre radical.

Acétate de plomb. — Ce produit est connu sous le nom de sel de saturne. On l'obtient en dissolvant de la litharge dans du vinaigre de bois. On prépare un *acétate triplombique* qui ne peut cristalliser, et qui est connu sous le nom d'*extrait de saturne*, en faisant bouillir une dissolution d'acétate de plomb avec de la litharge. Une faible dissolution de ce sel dans l'eau constitue l'*eau végéto-minérale* ou l'*eau de Goulard.*

On peut encore obtenir l'acétate neutre, en mêlant le sous-sel avec assez de vinaigre distillé pour donner à la liqueur la propriété de rougir le tournesol; on évapore au point de cristallisation.

En précipitant par l'ammoniaque l'acétate triplomblique, on obtient une poudre blanche volumineuse, qui est l'*acétate séplombique.*

ACIDE TARTRIQUE.—Cet acide, découvert par Schéele en 1770, existe à l'état de tartrate acide de potasse dans le tartre, dépôt qui se forme dans les tonneaux contenant du vin. On le prépare en formant un tartrate de chaux qu'on décompose par l'acide sulfurique.

Il est solide, cristallise en prismes obliques à base rhombe, terminés par des sommets dièdres tronqués. Il est très soluble dans l'eau: cette solution s'altère assez rapidement; il est soluble dans l'alcool.

L'*acide paratartrique* ou *racémique* a été trouvé mélangé avec l'acide tartrique dans quelques tartrates du département des Vosges; il a la même capacité de saturation que l'acide tartrique et des propriétés fort différentes ; il est solide, cristallise en rhombes obliques parfaitement diaphanes ; il est incolore, inodore ; il contient 1 atome d'eau de constitution, et 10 pour 0/0 de cristallisation qu'il perd par une légère chaleur en tombant en poudre. Une chaleur plus élevée le décompose; il se produit un acide liquide de nature particulière. Il se distingue de l'acide tartrique par les caractères suivants :

Le paratartrate neutre de potasse se dessèche sans cristalliser ; le bi-sel potassique est encore moins soluble que la crème de tartre, et cristallise en prismes aciculaires.

L'acide tartrique éprouve par la fusion une décomposition partielle, et produit ainsi une série de composés nouveaux par la perte de son eau de cristallisation. Ces acides, modifiés lorsqu'on les fait bouillir avec l'eau, se reconvertissent promptement en acide tartrique.

Par la distillation des acides tartrique et paratartrique on obtient deux nouveaux acides : 1° l'*acide pyrotartrique liquide* ou pyro-racémique, 2° et l'acide pyrotartrique solide.

Usages. — L'acide tartrique est très employé pour faire des boissons rafraîchissantes. 2 grammes d'acide tartrique, 1 litre d'eau, quelques gouttes d'alcoolat de citron et 100 grammes de sucre forment une excellente limonade.

Formule de l'acide tartrique cristallisé d'après Liébig, $C^8 H^8 O^{10} + 2$ aq.

TARTRATES. — L'acide tartrique forme, avec les bases, deux séries de sels, dont l'une renferme un équivalent d'oxide métallique et un équivalent d'eau ; et l'autre, deux équivalents d'oxide métallique : les sels de cette deuxième série sont neutres, les autres présentent une réaction acide. Chauffés à l'état sec, les tartrates se décomposent en répandant une odeur particulière semblable à celle du sucre brûlé.

BITARTRATE POTASSIQUE (*crème de tartre*). — Il se dépose au fond des tonneaux contenant du vin une croûte cristalline rougeâtre ou grise, suivant la nature du vin, qu'on appelle *tartre*. Il contient du tartrate de chaux et de la matière colorante du vin. On le purifie en le faisant dissoudre dans l'eau bouillante. Par le refroidissement on obtient des cristaux blancs qui retiennent, suivant Vauquelin, de 5 à 7 de tartrate de chaux. On obtient le tartrate potassique en neutralisant *le bitartrate par la potasse.*

TARTRATE ANTIMONICO-POTASSIQUE (*tartre stibié, émétique*). — Il est peu de préparation pharmaceutique aussi importante et sur laquelle on ait plus écrit.

Préparation. — On l'obtient à l'état de pureté en faisant bouillir parties égales de bitartrate de potasse avec de l'oxide antimonique, jusqu'à ce que l'excès d'acide soit saturé, filtrant la dissolution et évaporant.

L'émétique cristallise en gros cristaux transparents qui s'effleurissent à l'air; ils se dissolvent dans 14 eau froide, 1,88 d'eau bouillante.

Les proportions d'acide et de potasse sont les mêmes dans le sel double que dans le tartre, et celui-ci se combine pour donner naissance à l'émétique avec une quantité d'oxide d'antimoine contenant trois fois autant d'oxigène que la potasse.

A 200° l'émétique sec perd, sans changer de couleur, 2 atomes d'eau qui sont formés aux dépens de l'oxigène, de l'oxide et de l'hydrogène de l'acide; en cet état l'émétique diffère entièrement des autres tartrates par sa composition. En contact avec l'eau il reprend les 2 atomes qui s'en étaient séparés, tout en présentant les mêmes propriétés qu'avant la dessiccation. A 300° l'émétique éprouve la même décomposition que les autres tartrates.

ACIDE CITRIQUE. — Cet acide a été découvert par Schéele. Il se trouve dans les citrons, les tamarins, les groseilles. M. Tilloy a prouvé qu'on pouvait l'extraire avec avantage de ces derniers fruits; mais on emploie ordinairement le suc de citron. Après l'avoir clarifié avec des blancs d'œufs, on y ajoute de la craie; il se forme du citrate de chaux, qu'on décompose par l'acide sulfurique; on observe qu'un excès de citrate de chaux nuit à la cristallisation; on évite aussi d'ajouter trop d'acide sulfurique.

L'acide citrique cristallise en prismes obliques à quatre pans terminés par des sommets dièdres. Sa densité est de 1,61; il est très soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Quand on mélange une partie d'acide citrique cristallisé avec quatre parties d'acide sulfurique et qu'on chauffe doucement, il se dégage une grande quantité d'oxide de carbone et d'acide carbonique. Si on ajoute de l'eau, et qu'on distille, l'on obtient de l'acide acétique.

Lorsqu'on chauffe de l'acide citrique, il fond, entre en ébullition, perd de l'eau; puis il se forme de l'oxide de carbone, de l'acide carbonique, de l'acétone et un acide nouveau, fixe, *aconitique*, qui lui-même peut être décomposé en deux acides nouveaux volatils, les acides itaconique et citraconique.

M. Liébig considère l'acide citrique comme un acide tribasique. Voici la formule de l'acide contenu dans le citrate d'argent $C^{12} H^{10} O^{11}$. L'acide cristallisé contient en plus 5 atomes d'eau.

On reconnaît l'acide citrique à ce qu'il forme des sels insolubles avec la chaux, la baryte, la strontiane, l'oxide de plomb. Le citrate de plomb est soluble dans l'ammoniaque.

Usages.—On emploie l'acide citrique pour faire d'excellentes limonades. Les fabriques d'imprimerie sur coton en consomment de grandes quantités.

Avec l'acide citrique on peut préparer un très bon sirop d'orange; il suffit pour cela d'en faire dissoudre 10 grammes dans 10 grammes d'eau, de mélanger cette solution avec 1 litre de sirop de sucre, et d'y ajouter également 10 grammes d'une teinture d'orange préparée en versant de l'esprit-de-vin sur le zeste de l'orange.

ACIDE MALIQUE. — Schéele a découvert l'acide malique en même temps que l'acide citrique; il existe dans le suc de pommes, dans l'épinette, dans le raisin, les cerises, les framboises, les fraises, et surtout dans les fruits gelés du sorbier, d'où on l'extrait plus facilement. Voici la méthode donnée par M. Liébig. On récolte le fruit gelé du sorbier, on en exprime le suc, on le fait bouillir et l'on

filtre ; on y ajoute du carbonate de chaux, pas en quantité suffisante pour obtenir une neutralité parfaite ; on verse du nitrate de plomb dans le liquide à peu près neutre, tant qu'il y a précipité, et on laisse reposer à l'étuve. Le précipité perd son état floconneux et se réunit en aiguilles, qu'on lave avec de l'eau fraîche. On le traite par de l'acide sulfurique étendu bouillant; on obtient une masse qu'on traite par le sulfure de barium ; il se forme du sulfure de plomb et du sulfate de baryte. La liqueur limpide contient l'acide malique, qu'on sature avec l'ammoniaque pour former du bimalate d'ammoniaque qui cristallise très facilement; on précipite ce sel par l'acétate de plomb et on décompose par l'acide sulfhydrique le malate obtenu ; on évapore à une douce chaleur ; on obtient un sirop jaunâtre qui finit par cristalliser.

Propriétés. — L'acide malique n'est point volatil ; par l'action de la chaleur il se forme deux acides nouveaux, l'acide maléique et l'acide fumarique.

L'eau de chaux neutralisée par l'acide malique reste limpide à chaud et à froid; par l'évaporation de la solution concentrée, il se sépare du malate de chaux à l'état cristallin, et qui se redissout dans l'eau bouillante. Cette manière d'être suffit pour distinguer l'acide malique d'avec les acides oxalique, tartrique, racémique et citrique. Un autre caractère, c'est la forme cristalline qu'acquiert le malate de plomb récemment précipité, lorsqu'il séjourne pendant quelque temps dans le liquide ; le précipité est blanc, d'abord caillebotteux; mais peu à peu on voit s'y former, en partant du centre, des aiguilles nacrées, d'un grand éclat, qui remplissent enfin toute la masse.

M. Liébig considère l'acide malique comme un acide bibasique. Sa formule est : $C^8 H^8 O^8$. L'acide cristallisé contient 2 atomes d'eau.

Usages. — C'est l'acide qui donne en partie au vin son acidité ; si on pouvait facilement l'obtenir il servirait à pré-

parer d'excellentes limonades. Les fruits qui le contiennent sont très usités.

ACIDE BENZOIQUE. — Il doit son nom au benjoin, résine de laquelle on le retire ordinairement ; on le trouve encore dans plusieurs baumes naturels et dans la vanille, etc. On obtient l'acide benzoïque en plaçant le benjoin dans un creuset profond au-dessus duquel on dispose un cône de carton ; on chauffe légèrement le creuset, et l'acide se sublime en aiguilles brillantes dans le cône. On le purifie en traitant l'acide benzoïque saturé par la soude, par du charbon animal, et en précipitant l'acide par l'acide sulfurique.

Propriétés. — L'acide benzoïque cristallise en aiguilles ou écailles cristallines d'un blanc brillant. Il est inodore lorsqu'il est pur, mais il retient avec force une huile odorante particulière ; il se fond facilement par l'effet de la chaleur, et se sublime à une température peu élevée ; il est peu soluble dans l'eau froide, mais beaucoup plus dans l'eau bouillante. On le reconnaît, ainsi que les *benzoates solubles*, aux caractères suivants :

1° Il forme un précipité rouge briqueté léger avec les sels ferriques ; 2° le benzoate de chaux se dissout facilement dans l'eau ; 3° on le distingue de l'acide succinique, parce qu'il ne donne que peu ou pas d'acide oxalique comme ce dernier, étant chauffé avec la potasse.

BENZOÏLE. — Liébig a donné ce nom à un radical hypothétique d'une classe nombreuse de combinaisons parmi lesquelles figure l'acide benzoïque. La formule du benzoïle est de $C^{14} H^{10} O^2 = Bz.$, et la formule de l'acide benzoïque est de Bz. O.

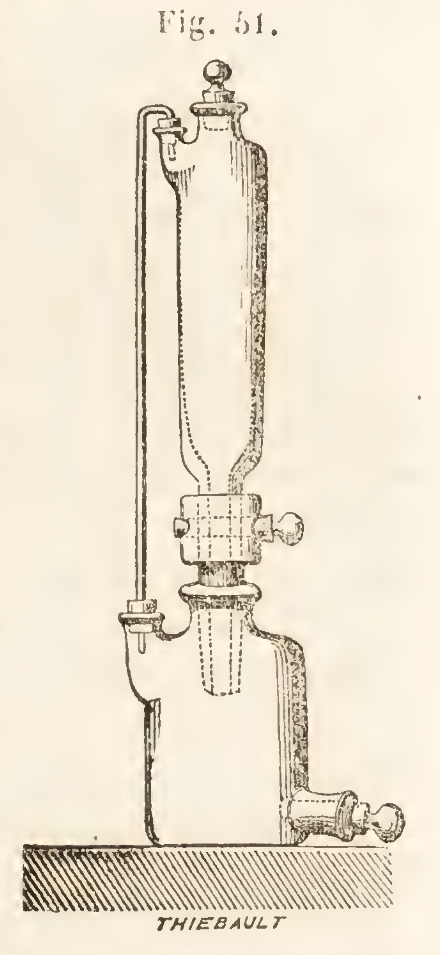
HYDRURE DE BENZOÏLE. — Formule $Bz. + H^2$. Voici comme on obtient ce produit remarquable. On distille les feuilles de laurier-cerise, ou les amandes amères, avec de l'eau ; on obtient une huile volatile, qui est un mélange d'hydrure de benzoïle, d'acide benzoïque, de benzoïne et

d'acide cyanhydrique. Pour l'avoir pure, on la soumet à une nouvelle distillation, en y ajoutant de l'eau, du chlorure de fer et de l'hydrate de chaux, de manière à former une bouillie bien liquide. L'essence qui distille alors est encore mélangée d'eau, que l'on enlève avec une pipette. On l'obtient anhydre en la faisant digérer sur du chlorure de calcium. L'hydrure de benzoïle est un liquide parfaitement incolore et transparent, réfractant fortement la lumière; il possède une odeur particulière, très forte, analogue à celle de l'acide cyanhydrique, et une saveur brûlante. Sa pesanteur spécifique est 1,043, son point d'ébullition est à 180°. Il est soluble dans 30 parties d'eau, se mêle en toutes proportions à l'alcool et à l'éther: sa vapeur est inflammable. L'hydrure de benzoïle se transforme à l'air en acide benzoïque, en absorbant deux atomes d'oxigène. Soumis à une haute température, à l'abri du contact de l'air, avec de l'hydrate de potasse, il se forme, par la décomposition de l'eau, du benzoate de potasse, et il se dégage de l'hydrogène pur. Le chlore et le brome le convertissent en *chlorure* et *bromure* de benzoïle, et acide chlorhydrique et bromhydrique. En préseuce de l'eau, il se forme en même temps du benzoate d'hydrure de benzoïle et de l'acide benzoïque. Mélangé avec de l'ammoniaque liquide à une douce chaleur, il se transforme en hydrobenzamide.

TANNIN. — *Acide tannique.* — Cet acide fut découvert par Proust, en 1798. Il existe en proportion considérable dans tous les produits végétaux astringents. Voici comment on prépare le tannin. On prend une allonge longue et étroite, reposant sur un flacon tubulé (fig. 51), et terminé à sa partie supérieure par un bouchon de cristal. On introduit d'abord une mèche de coton, et pardessus de la noix de galle pulvérisée; on la comprime légèrement. On remplit ainsi la moitié de l'allonge, qu'on achève de remplir avec de l'éther sulfurique. Le lendemain

on retrouve dans le flacon deux couches, l'une très légère et très fluide, qu'on sépare pour en retirer l'éther par distillation ; l'autre beaucoup plus dense et de couleur légèrement ambrée et d'un aspect sirupeux; on la lave avec de l'éther pur, on la porte à l'étuve; il s'en dégage d'abondantes vapeurs d'éther; la matière augmente de volume et laisse un résidu spongieux légèrement jaunâtre : c'est du tannin pur. De 100 parties de noix de galle on retire 40 de tannin. (Pelouze.)

Fig. 51.



Le tannin pur est incolore ; sa saveur est le type de l'astringence. Très soluble dans l'eau, sa dissolution rougit le tournesol, décompose les carbonates alcalins, précipite la plupart des dissolutions métalliques. Une solution aqueuse de tannin, abandonnée à l'air, absorbe assez rapidement l'oxigène, et laisse précipiter une matière cristalline, légèrement colorée en gris, qui est de l'acide gallique. Les sels de fer, au minimum, ne la troublent pas, mais elle précipite abondamment en bleu foncé les sels ferriques.

Le tannin, versé dans une dissolution de gélatine en excès, y produit un précipité blanc, opaque, soluble, surtout à chaud, dans la liqueur qui surnage ; mais, quand le tannin est en excès, le composé est insoluble ; la peau préparée par la chaux s'en empare complétement et le sépare entièrement de l'acide gallique.

L'acide tannique est composé de 18 atomes de carbone, 15 d'hydrogène et 9 d'oxigène, plus 3 atomes d'eau. Il diffère notablement pour sa composition de l'acide suivant,

mais il s'en rapproche par la manière dont il se comporte sous l'influence du feu, et par son action colorante sur les sels de fer.

Acide gallique. — Cet acide est la dernière découverte de l'immortel chimiste suédois Schéele ; il s'obtient en mettant une infusion de noix de galle dans un vase imparfaitement couvert. Au bout de quelques mois il se dépose dans les moisissures une grande quantité de cristaux, qu'on purifie par plusieurs cristallisations.

L'acide gallique, privé de tannin, cristallise en longues aiguilles soyeuses, d'une saveur légèrement acidule et styptique, et qui exigent 100 parties d'eau froide pour se dissoudre ; il est plus soluble dans l'alcool ; l'éther le dissout, mais en moindre proportion.

On le distingue du tannin en ce qu'il ne trouble pas la dissolution de gélatine ; il précipite en bleu des dissolutions de sels ferriques. L'acide gallique, dissous dans l'eau et abandonné à lui-même, se décompose ; ses sels solubles, exposés à l'air sous l'influence d'un excès de base, revêtent les couleurs les plus variées.

L'action de la chaleur sur l'acide gallique est très remarquable, non seulement par la nature des produits qui naissent par cette action, mais encore par les résultats très variables qu'amènent des différences peu notables de température. De 21o à 215 il se dégage un gaz abondant : c'est de l'acide carbonique, et il se sublime des lames cristallines d'acide pyrogallique.

Si la température est portée à 250°, il se produit de l'acide carbonique, et, au lieu des cristaux sublimés, il se forme de l'eau, et il reste au fond du vase une masse noire brillante : c'est l'acide métagallique.

L'acide gallique est composé de 7 atomes de carbone, 2 d'hydrogène, 3 d'oxigène, plus 3 atomes d'eau.

Encres. — Les acides tannique et gallique, en réagissant sur les sels de fer, produisent des tannates de peroxide de

fer d'une belle couleur noire, qui ont de grandes applications dans l'art de la teinture, et qui forment la base de l'*encre ordinaire*. Voici la recette que l'on peut suivre pour préparer ce produit important : *Noix de galle* concassée, 1 kilogr.; *sulfate de fer*, ou couperose verte, 500 grammes; *gomme arabique*, 500 grammes; *eau*, 16 litres. On fait une forte décoction de la galle dans 13 à 14 litres d'eau; on passe à travers une toile; on ajoute à la liqueur claire la gomme, puis la couperose, qu'on a fait dissoudre séparément dans le reste de l'eau prescrite; on agite le mélange de temps en temps, et on l'abandonne au contact de l'air jusqu'à ce qu'il ait acquis une belle teinte d'un noir bleuâtre. On laisse alors reposer, on tire à clair, et on enferme l'encre dans des bouteilles, que l'on bouche avec soin. Si on veut que l'encre se conserve bien, on y ajoute 10 grammes d'essence de lavande ou de citron, dissoute dans 100 grammes d'alcool.

L'usage de l'encre à la noix de galle ne date guère que du VII[e] siècle. Chez les anciens, l'encre se faisait, ainsi que Pline, Vitruve et Dioscoride nous l'apprennent, avec du noir de fumée, ou un charbon très divisé, délayé dans une eau gommée. Mais elle était peu coulante, pénétrait difficilement dans le corps du papier, et pouvait être facilement enlevée par le lavage ou le frottement. Toutefois elle résistait parfaitement aux influences atmosphériques et aux agents chimiques les plus énergiques ; tandis que notre encre, à base métallique, est aisément détruite par le chlore et les chlorures décolorants, les vapeurs acides, les solutions alcalines caustiques, l'acide oxalique et le sel d'oseille; l'air humide même, au bout d'un temps un peu long, altère tellement les caractères tracés par elle qu'il est impossible de les lire.

Pour remédier à ces inconvénients, on a cherché depuis long-temps à préparer une *bonne encre indélébile;* mais la plupart ne valent guère mieux que celle examinée par un

chimiste ingénieux, Clouet. Il fit écrire par l'auteur ces mots : *encre indélébile*, avec sa signature. Le lendemain Clouet représenta l'écrit portant ces mots : *encre délébile :* il avait enlevé la syllabe *in*. L'Académie des sciences, en 1837, conseilla comme encre indélébile une recette très simple ; elle consiste à délayer dans de l'eau rendue alcaline et marquant 1° à l'aréomètre de Baumé, de bonne *encre de Chine*, qui se prépare, comme on sait, au moyen de décoction de plantes, de colle de peau d'âne et de noir de lampe.

§ III. Des alcalis végétaux.

On donne le nom d'*alcalis végétaux*, *alcaloïdes*, *bases salifiables organiques*, à des principes immédiats qui, lorsqu'ils sont en dissolution dans l'alcool, ramènent au bleu le papier de tournesol rougi par un acide, et qui, combinés avec les acides, donnent naissance à des sels qui peuvent régulièrement cristalliser. — La découverte des alcalis végétaux est une des conquêtes chimiques les plus importantes de notre siècle ; car ces produits ont reçu les applications les plus heureuses à l'art de guérir : tous les jours on emploie pour soulager de cruelles maladies le sulfate de quinine, les sels de morphine et la strychnine. C'est à Sertuerner, pharmacien du Hanovre, qu'appartient l'honneur d'avoir distingué le premier cette classe intéressante de corps; mais pour être juste, on doit dire que Derosnes et Seguin avaient, bien avant lui, isolé de l'opium une base organique ; mais ils n'insistèrent point suffisamment sur ce caractère d'alcalinité. On compte aujourd'hui près de cinquante alcalis végétaux différents ; mais tous n'ont pas été convenablement étudiés, et quelques uns seulement doivent nous intéresser spécialement.

C'est dans la classe des bases organiques que se trouvent

les poisons végétaux les plus actifs. C'est depuis la découverte des alcaloïdes qu'on a su se rendre compte de la prodigieuse activité de ces sucs avec lesquels les Indiens empoisonnent leurs flèches. Dans les Indes orientales, à Java, à Macassar, à Bornéo, aussi bien que dans l'Amérique méridionale, sur les bords de l'Orénoque, du Cassiquiare et du Rio-Négro, les sauvages préparent mystérieusement, depuis longues années, avec le suc épaissi ou l'extrait de certains végétaux, des poisons fort célèbres qu'ils nomment *upas-antiar, upas-tieuté, curare*. La quantité de poison attachée à chaque flèche est infiniment petite, et cependant les animaux qui en ressentent la piqûre éprouvent subitement de violentes convulsions, d'affreux vomissements, et meurent au bout de quelques minutes. Leur chair, toutefois, ne contracte aucune propriété malfaisante. Avant la soumission de Java, les Hollandais étaient obligés de se couvrir d'une espèce de cuirasse pour se préserver des blessures mortelles de ces armes. Ces redoutables préparations de l'Asie et du Nouveau-Monde doivent leur énergie à la présence d'alcalis végétaux. Dans l'*upas-tieuté* il y a de la strychnine ; dans l'*upas-antiar* il existe une autre base qui n'a point encore été isolée à l'état de pureté ; dans le *curare* de l'Orénoque, on sait qu'il y a un alcali particulier qui a reçu le nom de *curarine*. Ce sont de grandes lianes de la même famille que la noix vomique qui fournissent l'*upas-tieuté* et le *curare ;* l'*upas-antiar* est le suc d'un grand et gros arbre de la famille des orties.

Composition. — Tous les alcalis végétaux ont cela de commun qu'outre le carbone, l'hydrogène et l'oxigène, ils renferment de l'azote. A la distillation sèche, ils donnent, outre les produits ordinaires des matières non azotées, une portion de carbonate d'ammoniaque, et ils laissent beaucoup de charbon. —Ils contiennent tous 2/3 et 3/4 de leur poids de carbone. La quantité d'oxigène qu'ils renferment est moins considérable, et la proportion dans laquelle ils satu-

rent les acides n'a aucun rapport avec celle dans laquelle les bases inorganiques en sont neutralisées.

Voici un tableau indiquant la composition des alcalis organiques, d'après M. Regnault.

	BASES ANHYDRES.					
	Formules.	Équival.	H.	C.	Az.	O.
Ammoniaque.	$H^6\ Az^2$	214,5	17,46	»	82,54	»
Morphine. . .	$H^{40}\ C^{35}\ Az^2\ O^6$	3702,0	6,74	72,28	4,80	16,18
Codéine. . . .	$H^{40}\ C^{35}\ Az^2\ O^5$	3601,9	6,93	74.27	4,92	13,88
Narcotine. . .	$H^{46}\ C^{44}\ Az^2\ O^{15}$	5127,4	5,60	65,60	3,45	25,35
Urée.	$H^8\ C^2\ Az^4\ O^2$	756,9	6,59	20,21	46,78	26,42
Quinine. . . .	$H^{48}\ C^{40}\ Az^4\ O^4$	4111,1	7,30	74,37	8,60	9,75
Cinchonine. .	$H^{46}\ C^{40}\ Az^4\ O^2$	3898,6	7,37	78,42	9,09	15,12
Strychnine. .	$H^{44}\ C^{42}\ Az^4\ O^4$	4239.1	6,48	75,63	8,35	9,44
Brucine. . . .	$H^{52}\ C^{46}\ Az^4\ O^8$	4994,7	6,50	70,39	7,08	16,03

État. — On les rencontre toujours à l'état de sels, et ordinairement ils sont combinés avec un excès d'un acide végétal ; le plus souvent c'est le malique, quelquefois le gallique, le lactique, les matières colorantes, et dans certains cas avec un acide particulier.

Propriétés. — Plusieurs alcalis végétaux cristallisent avec des formes déterminées et constantes, plusieurs sont fusibles et quelques uns volatils. Ils sont ordinairement très peu solubles dans l'eau, mais beaucoup plus solubles dans l'alcool, surtout à chaud ; leur solution ramène au bleu le papier de tournesol rougi. Ils s'unissent aux acides pour former des sels ; ils forment des sels doubles avec plusieurs sels à bases d'oxides métalliques. Ils exigent pour leur saturation une quantité très petite d'acide ; plusieurs de ces sels cristallisent très bien, quelques uns se présentent sous forme de masse gommeuse ; ils sont beaucoup plus solubles que les alcalis végétaux eux-mêmes. Les acides ni-

trique et sulfurique les détruisent comme les autres matières organiques. Les solutions salines des alcalis végétaux précipitent toutes par l'infusion de noix de galle ou la solution de tannin ; mais le précipité se dissout dans un excès d'acide; elles précipitent également toutes par la solution d'iodure de potassium iodurée, et elles fournissent ainsi des iodures d'iodhydrates remarquables par leur coloration diverse.

Propriétés organoleptiques. — Ils ont tous une saveur amère très prononcée ; ils jouissent en général de propriétés médicales très énergiques; plusieurs peuvent être considérés comme les plus violents poisons.

ALCALIS VÉGÉTAUX EXTRAITS DE L'OPIUM. — L'opium est un des médicaments les plus importants que possède la thérapeutique ; c'est un suc épaissi qui s'écoule par incision du *papaver somniferum*. Il a été soumis à un grand nombre de recherches chimiques.

Voici la liste des principes immédiats qu'a fournis cet extrait : Narcotine. — Morphine. — Méconine. — Narcéine. — Codéine. — Acide méconique. — Acide brun et matière extractiforme. — Résine particulière. — Huile grasse. — Caoutchouc. — Arabine. — Bassorine. — Ligneux.

MORPHINE. — Elle existe dans l'opium à l'état de méconate et de sulfate, que M. Dupuis est parvenu à extraire directement sans emploi de réactifs, fait qui confirme la préexistence des alcalis. M. Lassaigne d'ailleurs a remarqué qu'une solution d'opium déposait de la morphine au pôle négatif d'une pile en activité.

Préparation. — La méthode suivante est une de celles par lesquelles on parvient le mieux à obtenir la *morphine* et la *narcotine*. On épuise l'opium par l'eau, et on évapore la liqueur à consistance d'extrait ; on délaie 3 parties de cet extrait dans 1 partie 1/2 d'eau, et on mêle le tout dans une cornue avec 20 parties d'éther. On adapte un récipient à la cornue, on fait bouillir la masse, et quand 5 parties d'éther ont distillé, l'éther

qui reste dans la cornue a dissous la narcotine contenue dans l'extrait ; on interrompt alors l'opération, on verse l'éther tout chaud dans un vase à part, et on lave le résidu avec les 5 parties d'éther distillé, pour retirer la portion restante de la solution éthérée. On laisse refroidir l'extrait peu épais qui reste, et on l'étend avec une petite quantité d'eau ; au bout de quelque temps, on le décante du précipité cristallisé qui s'est formé, et qui consiste principalement en narcotine. On l'étend ensuite de plus d'eau, et on le précipite par l'ammoniaque caustique. Le précipité est recueilli sur un filtre ; la liqueur filtrée dépose, quand on la chauffe, une petite portion de morphine, qu'on enlève. Le précipité bien lavé à l'eau froide est séché et bouilli avec une quantité d'esprit de vin à 0,84, triple de celle de l'opium employé, et avec du charbon animal, dont on met 6 pour 100 de l'opium ; la solution filtrée bouillante donne, par le refroidissement, des cristaux incolores de morphine.

Propriétés. — La morphine, précipitée par l'ammoniaque de ses dissolutions salines, se présente sous forme de flocons caséiformes ; par l'évaporation de la dissolution alcoolique elle forme des cristaux brillants et incolores, transparents, qui contiennent, d'après M. Liébig, 6 pour 0/0 d'eau. En abandonnant l'eau, ces cristaux deviennent opaques ; exposés à une température plus élevée, ils se fondent sans se décomposer, donnent un liquide jaune qui devient blanc et cristallin par le refroidissement ; chauffée plus fortement, la morphine répand une odeur de résine, brûle avec une flamme vive et rouge ; elle est extrêmement peu soluble dans l'eau froide ; l'eau bouillante en dissout plus de 0,01 ; la dissolution cristallise par le refroidissement. La dissolution chaude ramène au bleu le papier de tournesol rougi ; elle se dissout dans 30 d'alcool anhydre bouillant et dans 40 froid. Elle est peu soluble dans l'éther ou presque insoluble ; elle se dissout dans les huiles grasses et vo-

latiles ; elle se dissout dans la potasse , la soude ou l'ammoniaque caustique ; elle se dépose quand ces alcalis se carbonatisent.

Caractères de la morphine et de ses sels. — 1° Quand on verse de l'acide nitrique sur de la morphine ou sur un sel morphique , l'une et l'autre à l'état solide, ils prennent une couleur rouge orangé, qui passe ensuite au jaune ; mais la strychnine , la brucine et leurs sels présentent le même phénomène. 2° Quand on met la morphine en contact avec de l'acide iodique , même très étendu , elle décompose cet acide, et l'iode est mis en liberté. 3° Lorsqu'on mêle la morphine ou ses sels neutres avec une dissolution d'un sel ferrique neutre , le mélange prend une belle couleur bleue.

Usages. — La morphine possède les principales propriétés physiologiques de l'opium. C'est le type des agents qui provoquent le sommeil. On emploie l'acétate, le chlorhydrate et le sulfate de morphine.

ALCALIS DES QUINQUINAS. — Les écorces de diverses espèces du genre *cinchona* , de la famille des rubiacées , sont employées depuis long-temps avec grand succès pour combattre les fièvres intermittentes ; on les soumit bien des fois à des recherches chimiques très étendues. Vauquelin avait fait un excellent travail sur ces produits et avait indiqué de fort bons moyens de reconnaître les quinquinas de bonne qualité ; mais ce fut Duncan , Laubert , Gomez , qui nous indiquèrent les moyens d'en obtenir une matière cristallisée : c'était la cinchonine. Mais les propriétés alcalines de cette base et la découverte de la quinine appartiennent à MM Pelletier et Caventou. Le quinquina *jaune royal* ne contient pour ainsi dire que de la quinine, le *gris* que de la cinchonine , et le *rouge* les deux alcalis.

Préparation. — On réduit en poudre l'écorce de quinquina jaune royal , on la fait bouillir avec huit fois son poids d'eau aiguisée avec de l'acide chlorhydrique ; on re-

commence de nouvelles décoctions jusqu'à ce que l'écorce soit presque complétement épuisée; on sature avec de la chaux les décoctions acides; on sèche le précipité, on le traite ensuite jusqu'à complet épuisement par de l'alcool à 0,836; on filtre les liqueurs alcooliques, on les mêle avec un peu d'eau, puis on procède à la distillation pour recueillir l'alcool. Il reste une masse brune visqueuse; on la traite par de l'eau acidulée avec de l'acide sulfurique; on blanchit en faisant bouillir la dissolution avec du noir animal; on filtre les liqueurs chaudes, et par le refroidissement il se dépose du *sulfate de quinine*, sous forme de belles aiguilles blanches, dont il est facile d'extraire la quinine, en le faisant dissoudre dans de l'eau acidulée avec l'acide chlorhydrique en le précipitant par l'ammoniaque.

La *cinchonine* s'obtient du quinquina gris par un procédé analogue.

Les *sels de quinine* se distinguent par leur forte saveur amère de quinquina. Les sels cristallins ont un éclat nacré; la plupart sont solubles dans l'eau; les solutions sont incolores, mais avec une légère teinte bleue opaline; ils sont précipités par les acides oxalique, tartrique, gallique et par l'infusion de noix de galle.

La fabrication du *sulfate de quinine* est, en France, une branche commerciale importante; on l'expédie dans toutes les parties de l'Europe, et jusque dans l'Amérique méridionale, d'où nous arrive l'écorce de quinquina, qui sert à le préparer. Dès 1826, on en fabriquait déjà plus de 5,000 kilogrammes; or, en admettant que la quantité moyenne de ce médicament, administrée à chacun des individus qui en ont fait usage, ait été de 1 gram. 95 cent. en plusieurs doses, ce qui excède généralement la quantité utile pour couper une fièvre, ces 5,000 kilogr. auraient été répartis entre plus d'un million d'individus. L'Académie royale des sciences a témoigné hautement le cas qu'elle faisait d'une aussi précieuse découverte en décernant, en

1827, à ses auteurs, MM. Pelletier et Caventou, un prix de 10,000 francs, du legs Montyon.

STRYCHNINE ET BRUCINE. — La famille des strychnées fournit à la matière médicale plusieurs produits, tels que la *noix vomique*, la *fève de Saint-Ignace*, le *bois de couleuvre*, qui sont des poisons énergiques, et qui doivent leurs propriétés toxiques à deux alcalis végétaux découverts en 1818 par MM. Pelletier et Caventou. Ils agissent avec une grande énergie sur l'économie animale ; leur action se porte particulièrement sur le système nerveux et la moelle épinière en particulier ; ils produisent des soubresauts très violents. 5 centigrammes de strychnine suffisent pour empoisonner ; la brucine est un peu moins énergique.

Les fèves de Saint-Ignace renferment plus de strychnine, le bois de couleuvre plus de brucine, et la noix vomique les deux alcalis ; ils sont combinés avec l'acide lactique.

Strychnine. — Elle cristallise d'une dissolution alcoolique en prismes blancs quadrilatères, terminés en pyramide ; elle ne s'altère pas à l'air, ne fond pas quand on la chauffe et ne perd point d'eau ; elle se décompose à 315°. Elle ne se dissout que dans 2,500 d'eau bouillante et 6,667 d'eau froide, et cette dissolution, étendue de 100 fois son poids d'eau, a encore une grande amertume. L'alcool à 0,820 à froid n'en dissout que des traces ; à 0,835 il en dissout, à l'aide de l'ébullition, une quantité sensible. L'éther ne la dissout pas. Les huiles volatiles la dissolvent bien. Les huiles grasses n'en dissolvent que des traces.

Les *sels* de strychnine ont une saveur amère des plus désagréables ; ils sont précipités par le tannin, et quand on les mêle à l'état sec avec de l'acide nitrique, ils prennent une couleur rouge, phénomène qui provient de la présence d'un corps étranger qu'il est difficile d'enlever. La strychnine a des propriétés basiques bien prononcées, mais sa capacité de saturation est très faible. L'*hydrochlo-*

rate cristallise en aiguilles quadrilatères plus solubles dans l'eau que le sulfate, qui cristallise en cubes.

Propriétés physiologiques et usages. — De tous les poisons solides que fournit le règne végétal, la strychnine est, sans contredit, le plus redoutable : 5 centigrammes peuvent suffire pour faire périr un homme après un quart d'heure, au milieu de violentes attaques de tétanos ; mais on peut, par l'habitude, en supporter sans accident des doses plus considérables. La strychnine est un des remèdes le plus utilement employés pour combattre une maladie cruelle, la paralysie. C'est à M. le professeur Fouquier que l'on doit cette utile application des strychnées à l'art de guérir.

Brucine. — Elle cristallise en prismes à quatre pans obliques transparents et incolores ; ces cristaux, chauffés à 100°, perdent 19 pour cent d'eau ; la masse fondue est une substance semblable à de la cire ; elle se dissout dans 850 d'eau froide et 500 d'eau bouillante ; quand elle est impure elle est plus soluble. Elle est très soluble dans l'alcool ; l'éther et les huiles grasses ne la dissolvent pas, mais elle est soluble en petite quantité dans les huiles volatiles. Son caractère distinctif consiste en ce que la couleur rouge ou jaune, qu'elle prend par l'action de l'acide nitrique, se change en beau violet quand on y ajoute du protochlorure d'étain. Les sels de brucine cristallisent ; ils ont une saveur amère ; ils sont décomposés non seulement par les alcalis et les terres, mais encore par la morphine et la strychnine.

§ IV. Huiles essentielles. Résines. Corps gras.

Les corps que nous réunissons dans ce paragraphe se rapprochent par leur composition ; en effet, ils contiennent un excès de carbone et d'hydrogène et constituent des corps très combustibles. Ils sont en général très peu solubles dans l'eau, et solubles au contraire dans l'alcool et dans l'éther.

HUILES ESSENTIELLES OU VOLATILES (ESSENCES).

État naturel. — Elles se rencontrent dans toutes les plantes odoriférantes, auxquelles elles communiquent leurs odeurs. Elles existent tantôt toutes développées, tantôt, et ce cas est fort remarquable, elles ont besoin pour se développer du concours des éléments de l'eau. Les plantes de la famille des *labiées* en renferment dans toutes leurs parties; dans d'autres plantes elles ne se trouvent que dans les corolles, ou dans les feuilles, ou dans la racine, ou dans l'écorce; et quelquefois différentes parties de la même plante renferment des huiles volatiles différentes. Ainsi le *citrus aurantium* paraît renfermer trois espèces d'huiles volatiles : 1° une dans les fleurs; 2° une dans les feuilles; 3° une dans le zeste des fruits. Dans quelques plantes les huiles volatiles sont renfermées dans des utricules particulières, et on peut dessécher ces plantes sans que l'huile se dissipe; dans d'autres elles se forment constamment à la surface des corolles vivantes et se volatilisent à mesure qu'elles se produisent.

Préparation. — On extrait les huiles volatiles par divers procédés. Il en est un petit nombre qu'on peut extraire par expression. Dans les fruits de auriantacées on sépare les zestes, on les exprime; l'huile s'écoule de l'écorce en même temps que le suc et vient nager à la surface. Les huiles ainsi préparées sont très suaves, mais ne sont point pures.

Les huiles volatiles s'obtiennent ordinairement par distillation; à cet effet on introduit la plante dont on veut extraire l'essence dans un alambic; on verse de l'eau dessus et on distille celle-ci; l'huile volatile passe en même temps que l'eau. Les huiles essentielles sont moins volatiles que l'eau; mais pendant l'ébullition, elles se vaporisent dans la vapeur d'eau formée, et lorsque la vapeur composée d'huile et d'eau se condense dans le réfrigérant de l'appareil distillatoire, l'huile se sépare en grande partie de l'eau et va à la surface ou au fond de l'eau distillée. Quelques essences

ayant un point de volatilisation plus élevé, on remplace l'eau par une solution saturée de sel qui ne bout qu'à 109°.

Le produit de la distillation qui s'écoule du serpentin est ordinairement reçu dans des *récipients florentins;* ce sont des flacons coniques, larges au fond, étroits au haut et munis d'une tubulure immédiatement au-dessus du fond. L'eau distillée s'écoule par cette tubulure, et l'essence vient nager à la surface étroite du flacon. On peut ainsi rassembler dans un très petit espace le produit d'une longue distillation.

Pour extraire l'essence des plantes qui n'ont pas de vaisseaux particuliers pour l'huile, et à la surface desquelles cette dernière se vaporise de suite, telles que les violettes, le jasmin, la hyacinthe et la tubéreuse, on a recours à un autre procédé. On fait des lits alternatifs de fleurs fraîches et de coton ouaté, préalablement trempé dans une huile grasse, pure et inodore; et dès que les fleurs ont abandonné toute leur huile volatile, qui est absorbée par l'huile fixe dont le coton est imbibé, on les remplace par d'autres, et on continue ainsi jusqu'à ce que l'huile fixe soit saturée. Ensuite on distille le coton avec de l'eau, et on obtient ainsi l'huile volatile. Mais comme ces huiles ne servent que pour parfumer, on emploie ordinairement l'huile grasse qui en est saturée, ou on extrait l'huile volatile au moyen de l'alcool.

Propriétés. — Les essences diffèrent beaucoup les unes des autres par leurs propriétés physiques. Elles exercent une action différente, suivant leur nature, sur la lumière polarisée. Ainsi les essences de térébenthine, de genièvre, de cubèbe, de copahu, etc., dévient à gauche le plan de polarisation; tandis que l'essence de citron et celle des autres fruits de la famille des hespéridées la dévient à droite (voyez *Physique*, pag. 384). Les essences ont des couleurs propres variées; il en est de jaunes, de rouges, d'incolores, de bleues, de brunes; mais par une rectification bien

ménagée elles deviennent presque toutes incolores. Elles ont des odeurs très fortes et très variées ; leur saveur est âcre et irritante ; leur densité varie de 0,847 à 1,096 ; mais en général elles sont plus légères que l'eau, et leur point d'ébullition varie, mais s'élève ordinairement à 160°. Distillées seules ou mélangées avec de l'argile, elles se décomposent en partie ; en revanche elles distillent facilement avec de l'eau. A l'air libre elles brûlent avec une flamme fuligineuse ; leur point de congélation varie beaucoup. Il en est de solides à la température ordinaire ; il en est qui ne se solidifient que beaucoup au-dessous de 0°. Certaines huiles essentielles, sous l'influence du froid, se séparent en deux huiles différentes, l'une solide, on la nomme *stéaroptène ;* l'autre liquide, on la nomme *éléoptène*. Saussure a étudié avec soin l'action de l'air sur les huiles volatiles ; il a vu qu'elles deviennent plus foncées, qu'elles absorbent peu à peu l'oxigène, particulièrement sous l'influence de la lumière ; elles dégagent en même temps du gaz hydrogène et du gaz acide carbonique et forment des composés variés qui demandent à être mieux étudiés. Les huiles volatiles sont peu solubles dans l'eau ; cependant le peu qui s'y dissout lui communique leurs saveurs et leurs odeurs. Les huiles volatiles se dissolvent dans l'alcool, et d'autant mieux que ce liquide contient moins d'eau. Quelques huiles volatiles exemptes de gaz oxigène, telles que les huiles de térébenthine et de citron, sont très peu solubles dans l'alcool étendu.

Les huiles volatiles dissolvent, à l'aide de l'ébullition, le *soufre*, qui cristallise par le refroidissement de la solution saturée, en cristaux rouges et prismatiques. A l'aide de l'ébullition elles dissolvent également du *phosphore*, et laissent déposer pendant le refroidissement la plus grande partie de ce qu'elles en avaient dissous. Dans certaines circonstances, la dissolution est lumineuse dans l'obscurité. Si on la verse dans un vase de verre, que l'on bouche en-

suite avec soin, et qu'on agite de manière que la paroi interne du vase soit entièrement humectée, le vase entier paraît lumineux au moment où on le débouche dans l'obscurité.

Les huiles essentielles absorbent le gaz *chlore*, et subissent dans ce cas la même altération que lorsqu'elles s'oxident au contact de l'air.

Les *acides forts* altèrent de différentes manières la composition de ces huiles. Elles s'unissent à l'acide sulfurique avec dégagement de chaleur, et forment avec lui un liquide brun et épais, d'où l'eau précipite une masse brune et acide, soluble dans l'alcool, les alcalis et, jusqu'à un certain point, dans une plus grande quantité d'eau. Si l'on chauffe le mélange, l'huile se charbonne avec dégagement de gaz acide sulfureux. Les huiles absorbent de grandes quantités de gaz acide sulfureux, sans être sensiblement altérées. L'acide nitrique concentré, mêlé subitement avec une huile volatile dans un vase échauffé, décompose l'huile avec une telle violence que souvent la masse s'enflamme. — Lorsqu'on ajoute à l'acide nitrique une certaine quantité d'acide sulfurique, qui lui enlève de l'eau et le rend ainsi plus concentré, le mélange devient plus inflammable. Quand la réaction est moins vive, l'huile est transformée en résine, et par une ébullition prolongée avec de l'acide étendu on obtient à la fin de l'acide oxalique. D'après les expériences de Priestley, le gaz oxide nitrique est abondamment absorbé par les huiles volatiles, qui en sont transformées en résines. Le gaz acide hydrochlorique est absorbé en grande quantité par les huiles volatiles, qui acquièrent ainsi une couleur brune et la propriété de répandre des fumées à l'air. Plusieurs d'entre elles se combinent avec l'acide hydrochlorique concentré, de manière à donner naissance à des composés définis. Le produit que donne ainsi l'*essence de térébenthine* est connu sous le nom de camphre artificiel.

Classification et composition. — Les huiles essentielles se partagent en plusieurs groupes : le premier renferme les huiles uniquement composées de carbone et d'hydrogène, *ex.* : essences de citron, de térébenthine ; le second comprend les huiles essentielles oxigénées, essence de menthe, d'anis, etc. ; le troisième est réservé aux huiles essentielles qui admettent dans leur composition un nouvel élément, comme l'essence de moutarde, qui contient du soufre, l'essence d'amandes amères, qui contient de l'azote.

Usages. — Les essences ont une assez grande importance commerciale, en raison de leurs différents usages dans les arts et la médecine. Elles servent à préparer les *vernis à l'essence* et les *vernis gras*, à enlever les taches de graisse et de peinture à l'huile sur les vêtements, et surtout de dessus les étoffes de laine et de soie. La parfumerie en consomme beaucoup pour la préparation des alcoolats ou eaux aromatiques, des pommades, des savons parfumés et de tous les autres aromates. La médecine les utilise comme excitants employés tant à l'intérieur qu'à l'extérieur.

CAMPHRE. — Il est distinct des huiles volatiles oxigénées par les combinaisons qu'il forme avec les acides, surtout le nitrique ; mais cependant il se rapproche des stéaroptènes des huiles de cet ordre par l'ensemble de ses propriétés et par sa composition.

État. — Il existe pur de tout mélange d'éléoptène dans plusieurs arbres de la famille des *laurinées*, dans tout le bois des *laurus camphoratus* et *sumatrensis*, et dans la racine du *laurus cinnamomum* Il se présente dans le commerce sous forme de grains cristallins, gris, qui ont été obtenus en chauffant les diverses parties de ces arbres avec de l'eau dans une grande chaudière surmontée d'un chapiteau conique en bois dont l'intérieur est garni de paille de riz. Le camphre, entraîné par l'eau, se sublime et s'attache à la paille.

Propriétés. — Le camphre se présente dans le com-

merce sous forme d'une masse blanche, solide, translucide, douée d'une odeur et d'une saveur particulières. Par la condensation de sa vapeur il cristallise en octaèdres ou en segments d'octaèdres transparents et incolores; il est très flexible; on ne peut le réduire en poudre que par l'intermède d'un peu d'alcool ou d'éther; il fond à 175° et bout à 204°; sa densité est de 0,996; à l'air il s'enflamme par l'approche d'un corps en combustion; il brûle avec une flamme fuligineuse. 1 partie de camphre exige pour se dissoudre 1000 parties d'eau. L'éther, les huiles grasses et volatiles dissolvent facilement le camphre.

Usages. — On emploie le camphre pour détruire les petits insectes qui vivent aux dépens des produits animaux que nous conservons. On en forme de petits sachets qu'on place dans les coffres où l'on serre la pelleterie, les étoffes de laine, les objets d'histoire naturelle. La médecine l'emploie à l'intérieur comme agent sédatif, à l'extérieur comme antiseptique. Il entre dans plusieurs *vernis*, surtout dans l'espèce connue sous le nom de *vieux laque*. Sa grande combustibilité fait qu'on l'a employé dans les feux d'artifices. On prétend même qu'il entrait dans la composition du feu grégeois.

RÉSINES. — *État.* — Ces produits sont presque aussi répandus dans les végétaux que les huiles essentielles, et il est probable qu'ils résultent d'une oxidation ou d'une autre modification de ces corps; ces deux principes s'accompagnent presque toujours, et leur mélange liquide est connu sous le nom de *Térébenthine*.

Préparation. — Il existe deux procédés pour obtenir ces produits : 1° on les obtient d'une térébenthine en isolant l'essence par une décoction continue par l'intermède de l'eau; 2° on épuise les substances qui contiennent les résines par l'alcool rectifié; on distille aux trois quarts, et on mêle au résidu un volume égal d'eau distillée; on recueille le dépôt résineux qui se forme, on le lave dans l'eau

chaude, on le met dans des assiettes, et on le laisse à l'étuve jusqu'à ce qu'il soit devenu sec et cassant.

Composition. — Les résines contiennent de l'oxigène, du carbone et de l'hydrogène, et comme les huiles essentielles elles contiennent un excès des deux derniers corps. Les travaux d'Unverdorben nous ont montré que la plupart des résines naturelles étaient formées de plusieurs résines ayant des propriétés très distinctes. Les alcalis dissolvent assez facilement les résines. Unverdorben les divise en 4 classes par rapport à l'action des alcalis : 1° résines fortement électro-négatives, 2° faiblement électro-négatives, 3° médiocrement électro-négatives; 4° résines indifférentes.

Propriétés. — Les résines cristallisent rarement; elles sont presque toujours translucides, incolores, ou diversement colorées en jaune, ou rouge, ou brun, ou vert; elles sont inodores ou insipides quand elles sont pures. Leur densité varie de 0,92 à 1,2. Les résines sont ordinairement dures et faciles à pulvériser ; elles ne conduisent pas l'électricité, mais par le frottement elles sont idio-électriques. Soumises à l'action du feu, les résines fondent en un liquide visqueux; si on continue la chaleur, elles se décomposent en donnant du gaz acide carbonique, des gaz combustibles, de l'huile empyreumatique aromatique ; mais on doit dire que cette étude n'a pas été faite avec les moyens de chaleur graduée qu'on a employés depuis.

Les résines sont insolubles dans l'*eau*. Elles se dissolvent, au contraire, en quantité plus ou moins grande dans l'*alcool* froid et chaud. Cette dissolution rougit le papier de tournesol, mais elle est sans action sur le sirop de violettes; l'eau en précipite un mélange laiteux, dans lequel la résine se rassemble peu à peu. Dans cet état la résine contient de l'eau et est ordinairement molle et susceptible d'être pétrie, propriétés qu'elle perd avec l'eau qui s'évapore quand on la sèche. Les résines se dissolvent dans l'*é*-

ther et dans les *huiles volatiles*, et se combinent, par l'action de la chaleur, avec les *huiles grasses*.

GOMMES-RÉSINES. — Les gommes-résines sont des produits végétaux qui participent à la fois de la nature des gommes et de la nature des résines, et qui résultent ordinairement de l'union de ces deux corps; les résines sont le plus souvent produites par des végétaux ligneux; les gommes-résines, au contraire, sont fournies le plus souvent par des végétaux herbacés qui croissent dans les pays chauds; on se les procure par incision des végétaux et dessiccation au soleil des sucs laiteux qui en découlent; les résines découlent combinées avec une huile volatile. Les sucs laiteux qui par leur dessiccation forment les gommes-résines sont contenus dans des vaisseaux particuliers placés pour la plupart à la partie intérieure de l'écorce. Outre la gomme et la résine qui entrent dans la composition de ces produits, elles peuvent contenir un grand nombre d'autres corps; ainsi on y trouve ordinairement une petite quantité d'essence et d'huile grasse; quelques unes renferment une substance âcre ou vénéneuse, du caoutchouc, de la potasse et de la chaux unie à des acides végétaux et de l'extractif. Les gommes-résines se dissolvent imparfaitement dans l'eau et dans l'alcool; leur meilleur dissolvant est l'alcool faible, qui est préférable au vinaigre. qu'on employait autrefois pour les purifier. Les dissolutions étendues des alcalis caustiques dissolvent très bien les gommes-résines : elles se dissolvent mieux dans les acides concentrés que dans l'eau; mais les acides minéraux les décomposent ordinairement.

La famille des ombellifères fournit les plus importantes gommes-résines; ce sont la gomme ammoniaque, l'assa-fœtida, le galbanum, l'opopanax, le sagapénum. L'assa-fœtida est très remarquable par son odeur alliacée, fétide, si insupportable, que les anciens l'avaient nommée *stercus diaboli*. On assure cependant que les Persans l'emploient pour assaisonner leurs mets et les Américains pour attraper des

renards. La famille des convolvulacées fournit les scammonées. Les gommes-résines fournies par les térébinthacées sont le bdellium, la myrrhe et l'encens.

Oléo-résines. Résines fluides ou térébenthines. — Ces produits ne diffèrent des résines naturelles que par un caractère de bien peu d'importance, c'est que l'huile essentielle s'y trouve en proportion beaucoup plus considérable, ce qui les rend fluides. On les distingue des baumes parce qu'elles ne contiennent pas d'acide benzoïque. Pour tracer leur histoire générale, il suffit de réunir les caractères des résines et des essences que nous avons précédemment donnés.

Baumes. — On donne le nom de baumes à des résines liquides ou solides qui contiennent de l'acide benzoïque; ainsi les caractères généraux des résines et des térébenthines doivent leur être appliqués. On donnait autrefois ce nom à la plupart des térébenthines et à plusieurs produits pharmaceutiques. Les baumes tels qu'on les définit aujourd'hui, sont : le benjoin, le liquidambar, le baume du Pérou et de tolu, le styrax ou storax, le sang-dragon, et le styrax liquide.

Vernis.—Ils consistent dans des dissolutions de résines, de gommes-résines, ou de baumes dans l'alcool, ou dans l'huile de térébenthine, ou dans un mélange de cette dernière avec une huile grasse siccative.

Vernis à l'alcool. — Plus l'alcool est exempt d'eau, mieux en général il convient pour les vernis. Pour préparer le vernis incolore on prend 6 parties de sandaraque, 3 parties de mastic, 1 partie de résine élémi, 1/4 de térébenthine de Venise, 4 parties de verre pilé et 32 parties d'alcool. Quand la dissolution est opérée, on filtre le vernis à travers du papier dans un entonnoir recouvert. On l'applique sur des objets durs, tels que tabatières, étuis, etc.

A sa teinture brunâtre près, le *vernis à la gomme laque* est le meilleur; on le prépare avec 6 à 8 parties de laque

en écailles, 3 à 4 parties de sandaraque, 1 partie de térébenthine de Venise, 4 parties de verre pilé et 60 parties d'alcool. Si l'on emploie de la gomme laque préalablement blanchie par le chlore, on obtient un vernis presque incolore.

Vernis à l'essence de térébenthine. — On l'obtient incolore avec 24 parties de mastic, 3 parties de térébenthine de Venise, 1 partie de camphre, 10 parties de verre pilé et 72 parties d'huile de térébenthine rectifiée. On l'applique sur des peintures à l'huile, des cartes géographiques, des dessins et des gravures; le papier doit être préalablement enduit avec une dissolution de colle de poisson, qui empêche que le vernis ne pénètre à travers le papier et le rend transparent.

Vernis colorés. — Le vernis couleur d'or se prépare avec 8 parties de laque en grains, 8 parties de sandaraque, 4 parties de térébenthine de Venise, 1 partie de sang-dragon, 1/4 de curcuma, 1/4 de gomme-gutte et 64 d'essence.

Vernis gras. — Copal 16, essence 16, huile de lin 3. On l'applique sur les bois et sur les métaux.

CAOUTCHOUC ou *gomme élastique*. — Ce principe existe dans un assez grand nombre de plantes; c'est lui qui contribue à donner l'apparence laiteuse à beaucoup de sucs; on le trouve particulièrement dans plusieurs plantes de la famille des atrocarpées, des papavéracées, et surtout des euphorbiacées.

Le suc des arbres qui fournissent le caoutchouc, appliqué en couches minces sur un corps résistant, se solidifie et se transforme en caoutchonc cohérent; si on chauffe ce suc, le caoutchouc se coagule avec l'albumine végétale; l'alcool détermine la même coagulation. L'eau ni l'alcool ne dissolvent le caoutchouc devenu cohérent; il se dissout dans l'éther privé d'alcool; il se dissout également bien dans les huiles empyreumatiques rectifiées qu'on obtient

par la distillation du charbon de terre et du goudron de bois; mais il se dissout beaucoup mieux dans le liquide que fournit le gaz de l'éclairage comprimé. Une des propriétés les plus remarquables du caoutchouc, c'est de fournir par la distillation à feu nu une huile qui par plusieurs rectifications peut devenir aussi légère que l'éther sulfurique, et qui possède par excellence la propriété de dissoudre parfaitement le caoutchouc cohérent. Cette huile empyreumatique est composée de plusieurs principes que j'ai isolés et que j'ai décrits.

Le caoutchouc, dissous dans cette huile empyreumatique ou dans les produits liquides résultant de la décomposition de l'essence de térébenthine par le feu, est employé pour rendre imperméables à l'eau les différents tissus avec lesquels on confectionne ensuite des manteaux, des habits, des coiffes de chapeaux, des tabliers de nourrice, des clysoirs, des matelas et des coussins à air. Ces tissus furent préparés d'abord à Manchester, par MM. Mackintosh et Hancock. MM. Rattier et Guibal les fabriquent à Paris, en étendant, au moyen de la brosse, sur une des faces d'une étoffe, une couche de vernis élastique obtenu avec l'huile volatile du charbon de terre. Lorsque le vernis est devenu gluant, par un commencement de dessiccation, on applique sur l'étoffe une autre pièce du même tissu qui a été verni de la même manière. On soumet à une certaine pression l'étoffe double ainsi préparée, on l'expose à un courant de vapeur d'eau pendant quelque temps, puis on fait sécher. L'usage de ces tissus imperméables, si commode pour les voyageurs, a pris un développement considérable depuis quelques années.

Le caoutchouc fournit par la distillation 95 p. cent de liquide empyreumatique; ce caractère est excellent pour le distinguer des matières résineuses avec lesquelles on pourrait le confondre; il a d'ailleurs, selon Faraday, une

composition toute particulière ; il est formé de 87,2 de carbone et de 12,8 d'hydrogène.

Il y a environ un siècle que le caoutchouc est connu en Europe. C'est un nommé Fresnau qui en fit la découverte à Cayenne, et c'est La Condamine qui envoya, en 1751, d'Amérique, la première description scientifique de cette substance. On l'appela, par suite de fausses idées sur sa nature, *résine élastique* et *gomme élastique.*

Le caoutchouc devient chaque jour un objet commercial plus important : aussi le prix de cette substance s'accroît-il chaque année. On réduit le caoutchouc en fils qu'on tisse et qu'on applique surtout à la fabrication des bretelles, des lacets, des jarretières. C'est à Vienne qu'on a, dit-on, confectionné pour la première fois des tissus en caoutchouc. Cette industrie a été perfectionnée et agrandie en France par MM. Rattier et Guibal, qui font par jour près de 2,000 bretelles; sur cette quantité, 1,500 sont expédiées pour l'Amérique. La préparation des sondes, imaginées en 1768 par Macquer, et celle d'un grand nombre d'autres instruments de chirurgie, consomment aussi une énorme quantité de caoutchouc. Au Brésil, à la Guyane, on en confectionne des chaussures imperméables, des bouteilles, des seringues : ce dernier emploi a valu à l'arbre qui fournit le caoutchouc le nom de *pao-di-xiringa.* Les naturels de Cayra, dans le haut Orénoque, entourent de poires de caoutchouc l'extrémité des baguettes avec lesquelles ils frappent leurs tambours.

CORPS GRAS. — HUILES FIXES. — On appelle corps gras, des substances liquides ou solides qui peuvent se liquéfier à une température peu élevée, qui tachent le papier, qui sont insolubles dans l'eau, solubles dans l'alcool et dans l'éther surtout à chaud, qui brûlent facilement, et qui en général forment des combinaisons solubles avec les alcalis.

Les corps gras sont composés de plusieurs principes im-

médiats que j'ai classés, d'après M. Chevreul, créateur de la chimie des corps gras, de la manière suivante. Nous comprenons dans cette classification les principes que les corps gras peuvent fournir par l'action de la chaleur, des alcalis et des acides.

PREMIÈRE DIVISION. — *Corps gras non acides.* — 1er *Genre*, non attaquables par les alcalis et non susceptibles de s'y unir. 1er groupe, existant tout formés dans la nature : Cholestérine. — Ambréine. — Myricine. — Castorine. — 2e groupe, produits pendant la saponification : Éthal. — Céraïne. — Glycérine. — 3e groupe, produits par l'action des alcalis sur les corps gras à une haute température : Oléone. — Stéarone. — Margarone.

2e *Genre*, susceptibles d'être convertis par les alcalis en acides gras fixes et en une substance non acide : Cétine. — Cérine. — Margarine. — Stéarine. — Oléine. — Élaïdine. — Palmine.

3e *Genre*, susceptibles d'être convertis par les alcalis en acides gras fixes, en acides gras volatils et en glycérine : Phocénine. — Hircine. — Butyrine.

DEUXIÈME DIVISION. — *Corps gras acides.* — 1er *Genre*, qui ne se volatilisent pas quand on les met dans l'eau bouillante, fixes relativement à ceux du 2e genre : Acides stéarique. — Margarique. — Oléique. — Ricinique. — Stéaroricinique. — Oléoricinique. — Élaïdique. — Palmique.

2e *Genre*, qui peuvent distiller avec l'eau, volatils : Acides cévadique. — Crotonique. — Phocénique. — Butyrique. — Caproïque. — Caprique. — Hircique.

Je n'étudierai dans cet ouvrage que l'oléine, la stéarine et la margarine, qui par leur mélange forment presque tous les corps gras d'origine animale et végétale. Les premiers sont généralement formés d'un mélange de ces trois corps ; les seconds ne contiennent presque toujours que de la margarine et de l'oléine.

Stéarine. — Elle est solide, blanche, sans odeur ni sa-

veur; elle cristallise en lames nacrées et brillantes, assez friables pour être pulvérisées; elle fond à 62°; l'alcool bouillant en dissout 0,21, l'éther bouillant en dissout beaucoup; à + 15, il n'en garde que 1/225; les alcalis la convertissent en acide stéarique et en glycérine.

Margarine. — Elle est blanche, solide, incolore et inodore; elle est fusible à 47°; insoluble dans l'eau; l'éther froid en dissout beaucoup plus que de stéarine; elle donne par l'action des alcalis de la glycérine et de l'acide margarique mêlé d'acide stéarique.

Oléine.— Elle est liquide, incolore, inodore; l'alcool bouillant en dissout 123/100; l'éther la dissout presque en toutes proportions; par la saponification, elle donne de l'acide oléique mêlé d'acide margarique et de la glycérine.

CORPS GRAS (PRODUITS NATURELS). — *État.* — Les corps gras se rencontrent dans le tissu adipeux des animaux, dans les graines d'un grand nombre de plantes, particulièrement des familles des *crucifères*, des *solanées*, des *rosacées*, etc. Le *pollen* et les feuilles d'une foule de plantes contiennent des corps gras analogues à la cire. Dans les olives, l'huile est contenue dans le péricarpe. Le tissu adipeux est composé d'une foule de granules qu'on obtient isolés en malaxant le tissu à une température froide sous un filet d'eau. Ces granules présentent des formes et des dimensions variables, non seulement selon les animaux, mais encore dans le même animal.

Extraction des huiles. — Les huiles grasses s'extraient ordinairement par expression des graines pilées; à cet effet, on les introduit dans un sac d'étoffe de lin fort ou de crin, et on les presse, au moyen d'une presse à coin ou d'un appareil à vis, entre des plaques métalliques. La plupart des semences donnent de l'huile à la température ordinaire, et c'est la meilleure et la plus pure; mais, pour en extraire la totalité, il faut que l'expression ait lieu à une température un peu élevée. A cet effet, on chauffe les se-

mences avec précaution, jusqu'à ce qu'elles soient à la plus haute température qu'elles puissent supporter sans être décomposées, puis on les exprime entre les plaques métalliques préalablement chauffées. En procédant ainsi l'huile acquiert plus de liquidité; l'albumine des semences émulsives se coagule et se sépare mieux de l'huile, et le mucilage contenu dans les semences mucilagineuses se dessèche. En revanche, ce procédé a l'inconvénient de fournir assez souvent une huile altérée, soit parce que la semence est légèrement brûlée, soit parce que l'huile chaude enlève à la semence des corps qui ne se trouvent pas dans l'huile exprimée à froid, et qui augmente la tendance de l'huile à devenir rance.

La quantité d'huile fournie par les semences varie en raison des espèces, et peut-être dans la même espèce en raison de la saison et du climat. Les noix contiennent jusqu'à la moitié de leur poids d'huile; les graines du *brassica oleracea* et *campestris* en renferment 1/3 ; la variété du *brassica campestris*, qu'on appelle navette, 2/5; la graine de pavot, 47/100; le chènevis, 1/4, et la graine de lin, 1/5.

Préparation des graisses animales. — On sépare le tissu adipeux de la plus grande partie des membranes qui les enveloppent; on les met ensuite avec de l'eau dans un mortier de porcelaine, où on les presse au moyen du pilon; on renouvelle l'eau jusqu'à ce que les lavages soient incolores. Quand les graisses sont lavées on les fait égoutter; puis on les fond au bain-marie, et on les passe à travers un filtre de papier joseph placé entre deux fourneaux allumés.

Propriétés des huiles. — Les huiles récentes n'ont presque point de saveur; la langue ne perçoit que la sensation d'onctuosité; elles ont presque toutes l'odeur de la plante qui les fournit: leur densité varie de 0,913 à 0,936; leur consistance est très variable. La cire ne fond qu'à

+ 68°, et l'huile de lin est encore fluide à — 20°. Les huiles extraites du même végétal contiennent deux huiles au moins d'une fusibilité différente. L'*oléine* est l'huile liquide, la *stéarine* est l'huile moins fusible qui ressemble pour cela à du suif. On a donné divers procédés pour séparer ces deux huiles. 1° On expose l'huile à un froid artificiel ; l'huile solide se sépare de l'huile liquide qui surnage. On exprime l'huile liquide entre des doubles de papier joseph, successivement remplacés par d'autres, jusqu'à ce que le papier ne devienne plus gras ; la partie qui reste est la stéarine. 2° On dissout l'huile dans l'alcool bouillant, et on laisse refroidir la dissolution ; la stéarine se précipite, et l'oléine reste avec un peu de stéarine dans la partie dissoute.

Les huiles ne conduisent point également l'électricité ; c'est d'après cette propriété que M. Rousseau a proposé une méthode pour reconnaître la pureté de l'huile d'olive, qui est fondée sur la propriété de l'huile d'olive d'être meilleur non-conducteur de l'électricité que les autres huiles végétales.

Action de l'air sur les huiles. — En vase parfaitement clos les huiles se conservent très long-temps sans altération ; mais au contact de l'air elles s'altèrent peu à peu. Certaines huiles s'épaississent, et finissent par se dessécher en une substance transparente et flexible ; on les nomme *siccatives* : elles servent dans les peintures à l'huile. D'autres ne se dessèchent pas, mais s'épaississent, deviennent moins combustibles et prennent une odeur désagréable ; on dit alors qu'elles sont *rances*. Relativement à la coloration, on remarque que l'oxigène, qui colore les huiles volatiles, décolore les huiles fixes.

Les huiles fixes sont, immédiatement après leur extraction, dans une inaction presque complète sur le gaz oxigène, ou elles ne peuvent en absorber qu'une quantité très bornée. Cette petite quantité ne paraît pas d'abord les mo-

difier ; elle suffit cependant pour leur faire éprouver, avec le temps, un changement d'état qui leur donne la faculté d'absorber rapidement une quantité de gaz beaucoup plus grande, par laquelle elles tendent à se solidifier, ou seulement à se rancir si elles ne sont pas siccatives.

L'*eau* ne dissout pas les huiles, l'alcool les dissout peu à froid ; il n'y en a qu'un petit nombre, tel que l'huile de ricin, qui soient solubles dans l'alcool à froid. L'éther, au contraire, est le dissolvant des huiles.

Les huiles grasses ne peuvent être distillées sans décomposition ; elle commence lorsqu'elles sont arrivées au point d'ébullition. Il se forme ainsi des acides oléique et stéarique.

Le *soufre* se dissout dans les huiles à l'aide de l'ébullition. 4 p. d'huile de lin dissolvent 1 p. de soufre ; il se dégage du gaz sulfidhydrique. 1 p. de *phosphore* exige pour sa dissolution 36 p. d'huile froide et moins d'huile bouillante. La dissolution luit dans l'obscurité ; quelques gouttes d'huile essentielle empêchent cet effet. Le *chlore* et l'*iode* se dissolvent dans les huiles et se transforment à leurs dépens en acide iodhydrique et chlorhydrique, et l'huile durcit comme la cire. Les *acides puissants* détruisent les huiles en donnant des produits analogues à ceux que fournit leur distillation ou leur saponification.

Purification de l'huile à brûler. — Plusieurs huiles grasses, mêlées avec 1 à 2 p. 0/0 d'acide sulfurique, se colorent à l'instant même en vert foncé ou en brun foncé, et si on les laisse ensuite reposer, la matière colorante se dépose peu à peu ; elle consiste en une combinaison chimique de l'acide sulfurique avec un corps qui se sépare par ce moyen de l'huile ; la couleur de celle-ci devient ainsi beaucoup plus claire et elle brûle ensuite avec une flamme plus pure et sans obstruer les pores de la mèche. On n'a pas encore examiné ce corps, quoiqu'il eût été très facile de le séparer de l'acide sulfurique. On a tiré parti de cette pro-

priété pour purifier les huiles employées dans l'éclairage; il faut alors séparer le précipité et l'acide mis en excès, résultat auquel on parvient facilement, d'après Cognan, en faisant arriver de la vapeur d'eau dans l'huile, jusqu'à ce que le tout ait atteint une température de 100°, et laissant reposer le mélange; le précipité se dépose alors au fond, ainsi qu'une eau acide, et l'huile s'éclaircit. Si l'huile décantée n'était pas parfaitement transparente, on pourrait la filtrer à travers une couche de tourteaux grossièrement pulvérisés. L'eau contenue dans l'huile est chassée par l'évaporation au bain-marie.

Action du nitrate acide de mercure sur les huiles. — M. Poutet indiqua le procédé suivant pour reconnaître la *falsification de l'huile d'olive* par des huiles étrangères. On dissout à froid 6 p. de mercure dans 7 1/2 p. d'acide nitrique d'une densité de 1,35. On mêle 2 p. de cette dissolution avec 96 p. d'huile et on agite bien le mélange toutes les quinze ou trente minutes. Si l'huile est pure, le mélange se prend, dans l'espace de sept heures, en une bouillie épaisse, et au bout de vingt-quatre heures, en une masse solide assez dure pour opposer de la résistance à une baguette de verre qu'on cherche à y enfoncer. D'autres huiles végétales grasses ne jouissent pas de cette propriété de se combiner avec le nitrate mercureux, et si l'on en a ajouté à l'huile d'olive, celle-ci se prend en bouillie, mais elle ne forme pas une masse dure et résistante. Si la quantité d'huile étrangère s'élève à plus de 1/8, cette huile se sépare de la masse et forme une couche particulière dont l'épaisseur dépend de la quantité d'huile ajoutée; en sorte que si on a mêlé les deux huiles à parties égales, le volume de l'huile séparée est égal à celui de l'huile coagulée. Il convient de faire l'essai à 20°, température à laquelle l'huile et le coagulum se séparent le mieux. Si l'huile d'olive est falsifiée avec de la graisse animale, le mélange se coagule ordinairement en cinq heures. Le coagulum consiste alors en

graisse animale, et la majeure partie de l'huile d'olive nage à la surface et peut être décantée. La graisse ainsi coagulée répand, dès qu'on la chauffe, une odeur de suif fondu. Mais cette épreuve présente beaucoup moins de certitude depuis qu'il a été démontré que l'huile de ricin, et l'huile d'œillet et l'huile d'amandes se coagulent, comme l'huile d'olive, avec le nitrate mercureux. L'huile de lin, l'huile de noix, au contraire, ne sont pas coagulées par ce sel.

M. Boudet examina le réactif de Poutet; il prouva que le nitrate de mercure agissait sur l'huile d'olive par l'acide nitreux. Il vit qu'avec 1/33 d'acide nitreux il faut 70 minutes pour solidifier l'huile d'olive; qu'avec 1/200 il faut 7 heures 1/4; avec un 1/400 l'action est nulle, la température étant de 16°. Voici le temps comparé que demandent diverses huiles pour se solidifier avec 0,03 d'acide nitrosonitrique : Huile d'olive, 73′; elle devient vert bleuâtre; — huile d'amandes douces, 160′; elle devient blanc sale; — huile d'amandes amères, 160′; elle devient vert foncé; — huile de noisette, 103′; elle devient vert blé; — huile de noix d'acajou, 43′; elle devient jaune soufre; —huile de ricin, 603′; elle devient jaune doré; — huile de colza, 2400′; elle devient jaune-brun. On voit que les huiles siccatives résistent à l'action solidifiante de l'acide nitrosonitrique, et que les huiles non siccatives sont en même temps solidifiables. Les huiles d'olive, d'amandes, de noisette, solidifiées par l'acide nitrosonitrique, sont transformées en un nouveau corps, l'*élaïdine*, qui se saponifie sous l'influence des alcalis, et se transforme en acide *élaïdique*. L'huile de ricin forme de la palmine, qui par la saponification se transforme en acide palmique.

Des cires. — La cire se rencontre fréquemment dans la nature; d'après Proust, elle fait partie de la fécule verte de plusieurs plantes; il existe à la surface supérieure des feuilles un vernis que l'on croit analogue à la cire. M. Boussingault en a extrait du suc de l'arbre à la vache. Hubert

prétend que les abeilles nourries exclusivement de sucre fournissent de la cire.

On rencontre dans le commerce deux espèces de cires, la jaune et la blanche ; elles diffèrent en ce que la première contient une matière colorante jaune et une matière odorante que l'on détruit en exposant la cire jaune à la rosée et à la lumière.

La cire purifiée est solide, blanche, cassante, insipide, presque inodore ; sa densité est de 0,96 ; elle fond à 62° environ, brûle facilement ; l'eau ne la dissout point ; les huiles grasses et les huiles essentielles la dissolvent aisément ; l'alcool bouillant dissout un principe connu sous le nom de *cérine*, et laisse indissoute une autre substance nommée *myricine*. La cire, d'après John, est composée de cérine, 70 et de 30 de myricine.

La *cérine* fond à 62°, se dissout dans l'alcool bouillant ; elle se dissout également dans l'essence de térébenthine chaude ; les alcalis la saponifient en formant de l'acide margarique, très peu d'acide oléique et une grande quantité d'une matière grasse non saponifiable, la *céraïne*, fusible à 70°.

La *myricine* est blanche, insipide, inodore, fusible à 65° ; peu soluble dans l'alcool, même bouillant ; elle n'est pas saponifiée par les alcalis.

On falsifie quelquefois la cire avec le suif ; on reconnaît cette fraude à ce que son point de fusion diminue ; elle prend une odeur particulière. On la falsifie également avec de l'amidon ; mais il suffit de la faire fondre pour isoler l'amidon.

La cire est employée dans la fabrication des bougies ; elle est très usitée en médecine.

Savons. — Saponification. — *Historique.* — La saponification est l'opération qui a pour but de transformer les corps gras en savons : cette opération est connue de toute antiquité. Pline fait mention du produit sous le nom

de *sapo*. Galien assure que les Gaulois, et surtout les Germains, préparaient d'excellent savon avec des cendres et du suif. Ce qu'il y a de certain, c'est que les Romains connaissaient l'art de le fabriquer, puisqu'on a découvert dans les mines de l'ancienne ville de Pompéia, qui fut ensevelie sous les cendres du Vésuve en l'an 79 de l'ère chrétienne, un atelier complet de savonnerie, avec ses différents ustensiles, et des baquets pleins de savon évidemment formé par la combinaison de l'huile avec un alcali. Le savon était dans un état parfait de conservation, quoique l'époque de sa préparation dût remonter à plus de 1700 ans. Berthollet fut le premier chimiste qui examina, d'une manière superficielle, la théorie de la saponification ; il crut que tous les corps gras étaient acides et jouissaient de la propriété de s'unir aux bases. Schéele, en faisant agir l'oxide de plomb sur la graisse pour préparer l'emplâtre simple, observa la formation d'une matière particulière (glycérine). On pensait généralement que l'air jouait un rôle dans la saponification.

Les choses en étaient là lorsque M. Chevreul aborda ce sujet ; il consacra à l'étude des corps gras dix années de sa vie, et fit le travail le plus complet que la chimie possède.

Préparation. — Si l'on mêle 2 parties d'huile d'olive avec 1 partie d'hydrate de potasse ou de soude, dissoute dans deux fois son volume d'eau, et qu'on fasse digérer le mélange pendant 24 à 48 heures, en le remuant de temps à autre, l'huile se combine avec l'alcali, et l'on obtient du savon qui vient surnager à la surface de la dissolution. Quoique ce savon soit par lui-même soluble dans l'eau, i se sépare néanmoins d'une liqueur saturée jusqu'à un certain point d'alcali caustique. Dans le cas dont il s'agit ici, la liqueur alcaline est produite par l'eau et l'excès d'alcali caustique.

Si l'on enlève le savon, qu'on le lave pour le débarrasser

de l'excès de la lessive adhérente, qu'on le dissolve dans l'eau et qu'on le décompose par l'acide hydrochlorique, celui-ci met en liberté une graisse demi-solide qui vient nager à la surface de la liqueur. Cette graisse n'est plus de l'huile d'olive ; elle se dissout complétement dans l'alcool bouillant, et la solution laisse déposer pendant le refroidissement des paillettes brillantes d'une graisse qui rougit le papier de tournesol, et possède toutes les propriétés d'un acide. En évaporant la dissolution alcoolique, on obtient une nouvelle quantité du même acide gras, et à la fin le résidu de la dissolution évaporée donne une graisse acide qui est liquide. Cette dernière est de l'acide *oléique*. Si l'on recueille à part les produits de la première et de la dernière cristallisation de la graisse acide, solide, dissoute dans l'alcool, et provenant d'un savon fait avec une graisse très riche en stéarine, qu'on redissolve ces cristaux et qu'on les fasse cristalliser séparément, on obtient des cristaux qui se ressemblent beaucoup par leur aspect, mais qui jouissent d'une fusibilité différente, d'où l'on peut conclure qu'ils diffèrent les uns des autres. Le produit de la première cristallisation, qui est le moins fusible, a reçu le nom d'acide *stéarique*, et celui de la dernière est appelé acide *margarique*. Ainsi, par l'action de l'alcali sur la graisse, il s'est formé trois acides qui doivent être rangés parmi les graisses ou les huiles relativement à leurs propriétés physiques, et qui appartiennent en même temps aux acides par rapport à leurs réactions et à leur tendance à se combiner avec les bases salifiables ; on leur a donc donné le nom générique d'*acides gras*. En outre, M. Chevreul a démontré qu'il ne se forme ni acide acétique ni acide carbonique pendant la saponification.

Les acides gras ne sont pas les seuls produits de la saponification. Si l'on sature l'eau-mère alcaline d'où le savon s'est séparé, aussi exactement que possible, par l'acide sulfurique étendu, qu'on évapore la liqueur jusqu'à ce

qu'il commence à se déposer un sel, et qu'on mêle le résidu avec de l'alcool, celui-ci précipite du sulfate de potasse ou de soude, et laisse, après la filtration et l'évaporation, un sirop doux que l'on appelle *glycérine* ou *principe doux*.

Toutes les huiles végétales grasses, ainsi que le suif et les graisses animales, sont transformées par la saponification en acide gras et en glycérine ; la différence qui existe dans leur composition, ainsi que nous l'avons vu plus haut, n'influe sur le résultat de la réaction qu'elles présentent avec les alcalis qu'en ce que le rapport dans lequel ces acides gras se trouvent, soit entre eux, soit avec la glycérine, se trouve changé. Du reste, ces acides et la glycérine paraissent être de la même nature, quelle que soit l'huile qui a servi à leur production.

Plusieurs corps gras ne se comportent pas d'une manière aussi simple par la saponification ; ils donnent alors sous cette influence des acides gras volatils ; c'est particulièrement les graisses animales qui présentent ce phénomène, et le beurre est remarquable sous ce rapport. Il est encore d'autres corps gras qui donnent, outre les acides gras et la glycérine, d'autres corps qui ne se saponifient plus ; il est aussi certains corps gras naturels qui ne peuvent point se combiner aux alcalis.

Les alcalis fixes sont les agents les plus puissants de la saponification ; l'ammoniaque est beaucoup moins propre à cette transformation. Les hydrates de baryte, de chaux, de magnésie, etc., saponifient bien l'huile à l'aide de l'ébullition ; les hydrates des terres ne les saponifient point. Parmi les oxides métalliques ceux de zinc et de plomb jouissent de la propriété de donner des savons insolubles quand on les fait bouillir avec les huiles et de l'eau.

Théorie de la saponification. — Pour donner une idée nette de la saponification, nous allons choisir un corps gras pur, la stéarine par exemple. D'après les analyses de

MM. Liébig et Pelouze, elle est composée de 146 atomes de carbone, 286 atomes d'hydrogène et 17 atomes d'oxigène ; la stéarine correspond à 2 atomes d'acide stéarique, 1 atome de glycérine et 2 atomes d'eau. Comme hydrate d'un acide, cette combinaison est parfaitement semblable à l'acide sulfo-glycérique ; deux atomes d'acide sulfurique y sont remplacés par deux atomes d'acide stéarique, et elle contient d'ailleurs exactement la même quantité d'eau de combinaison qu'un atome d'acide stéarique libre.

La stéarine est décomposée par les alcalis en acide stéarique et en hydrate de glycérine. Si trois atomes d'eau se fixent dans cette réaction sur les nouveaux produits, savoir : deux atomes sur un atome d'acide stéarique et un atome sur l'atome de glycérine, le calcul indique que 100 parties de stéarine devraient donner une somme totale de 102,3, dont 7,9 en hydrate de glycérine (glycérine libre). Les expériences de M. Chevreul présentent une concordance frappante avec ces calculs. De 100 parties de stéarine qui devaient contenir encore une quantité sensible d'oléine, si l'on en juge par son point de fusion et celui de l'acide gras obtenu en la saponifiant, M. Chevreul a retiré 102,6 de produits dans lesquels la glycérine entrait pour 8 parties.

MM. Liébig et Pelouze admettent, d'après des faits exposés ci-dessus, que la stéarine doit être considérée comme l'hydrate d'un acide composé d'acide stéarique et de glycérine.

Deux hypothèses principales ont été avancées sur la composition intime des corps gras purs. La première consiste à les regarder comme des combinaisons d'acides gras et de glycérine à l'état anhydre ; la glycérine remplissant les fonctions d'alcali, mais étant susceptible d'être remplacée par un alcali plus puissant qui la déplace sous l'influence de l'eau nécessaire à sa formation à l'état d'hydrate. La seconde hypothèse consiste à regarder la glycérine et les

acides gras comme n'étant pas tout formés dans les corps gras, mais se produisent sous l'influence de l'eau et des alcalis aux dépens des éléments de l'eau et des corps gras. La vérité de l'une ou de l'autre hypothèse ne peut être démontrée, et l'une et l'autre expliquent également les faits; elles ont toutes les deux des analogies dans les transformations organiques.

Préparation des savons.— On distingue dans le commerce deux espèces principales de savon, les *verts* ou *mous*, les *blancs* ou *durs*. On prépare le *savon vert* en saponifiant l'huile de chènevis et le suif par la potasse caustique. M. Thénard l'a trouvé composé de 9,5 de potasse, 44 d'acide gras et 46,5 d'eau. Le *savon dur* se prépare de deux manières : 1° avec l'huile d'olive et la soude; 2° avec le suif ou la graisse et la soude; on nomme ce dernier produit *savon animal*. Pour préparer les savons à base de soude, en France, on emploie immédiatement de la soude à l'état de lessive faible, puis à l'état de lessive plus forte pour saponifier l'huile à l'aide de l'ébullition. Quelquefois on prépare d'abord du savon de potasse, puis on transforme celui-ci en savon dur en le décomposant par le sel marin en poudre fine; il s'opère alors une double décomposition.

On prépare du *savon de toilette* dur transparent en saponifiant de la graisse de rognons par la soude exempte de sels étrangers, en desséchant le savon ainsi obtenu, le dissolvant dans l'alcool, filtrant et évaporant la dissolution, et la coulant dans des moules dès qu'elle est assez concentrée.

Le *savon marbré* est un mélange de savon blanc en grande proportion et d'une petite proportion d'un savon à base d'alumine et d'oxide de fer mêlé de sulfure de fer, qui proviennent de la soude employée. Les savons renferment tous de l'eau, mais non en égale portion. Très souvent les fabricants cherchent à y en introduire la plus grande quantité

possible, afin d'augmenter leur poids. Ils réussissent très bien pour le *savon blanc*, qui peut en recevoir des quantités assez considérables ; mais il n'en est pas de même pour le savon marbré, qui ne peut en admettre qu'une proportion fixe, au-delà de laquelle la marbrure le dépose. Voici les proportions d'eau contenues habituellement dans les savons du commerce :

	Savon marbré,	blanc,	mou.
Soude ou potasse. . .	6,0	4,6	9,5
Acides gras.	64,0	50,2	44,0
Eau	30,0	45,2	46,5
	100,0	100,0	100,0

Sous le point de vue économique, il est donc préférable d'acheter du savon marbré, ou de Marseille, puisqu'il renferme moins d'eau que le savon blanc, sous le même poids.

L'*emplâtre simple* des pharmaciens est un véritable savon à base de protoxide de plomb.

Le savon est un article commercial de la plus grande importance.

Applications, usages. — Les corps gras jouent un rôle important, considérés soit comme substances alimentaires, soit comme matière première d'importantes fabrications. Il est prouvé par un grand nombre d'expériences et par l'observation attentive que les corps gras forment un des éléments indispensables de la nutrition. Si nous considérons maintenant leurs applications industrielles, nous voyons qu'ils sont d'un emploi journalier pour adoucir le frottement des mécaniques, depuis les plus délicates jusqu'aux plus grossières. Nous avons étudié, dans l'alinéa précédent, la fabrication des *savons*, nous n'y reviendrons pas. Il nous reste à traiter des bougies stéariques et des chandelles perfectionnées. Nous allons prendre pour guide,

dans cette partie de notre travail, le Mémoire intéressant de M. Golfier-Besseyre.

Bougies stéariques. Blanchiment et durcissement des suifs. Extraction de la stéarine et de l'oléine, et des acides stéarique et oléique et leurs diverses applications. — Les bougies que l'on désigne dans le commerce sous les noms de *bougies stéariques*, *bougies de l'étoile*, *du phénix*, *du soleil*, etc., sont préparées avec les acides margarique et stéarique retirés du suif. Cette fabrication a pris, depuis 1839, un grand développement. On en fabrique annuellement à Paris plus de 100,000 kilogrammes. Cette industrie est née en France, elle est fondée sur les résultats des belles recherches de M. Chevreul, sur les corps gras. La bougie stéarique a une très belle apparence extérieure; elle est parfaitement lisse, aussi blanche, aussi sèche et aussi inodore que la cire. La blancheur et l'éclat de sa lumière ne le cèdent en rien aux mêmes effets de la bougie ordinaire. Elle brûle seulement un peu plus vite. Mais d'un autre côté elle est moins chère, et en réalité son emploi est plus économique. Toutes ces circonstances militent en faveur de ce beau produit des sciences chimiques.

Les travaux de M. Chevreul nous avaient très bien fait connaître la nature des principes immédiats fournis par les corps gras; mais il restait à trouver des moyens manufacturiers pour arriver aux fins de diverses applications dont ils sont susceptibles. Nous dirons d'abord quels moyens manufacturiers ont été employés pour séparer directement l'oléine et la stéarine des corps gras; nous développerons ensuite, dans tous leurs détails, les moyens employés pour transformer les corps gras en acides oléique et stéarique, puis les procédés pour séparer et purifier ces acides; nous terminerons par les détails relatifs à l'emploi de ces acides.

Extraction de la stéarine. — Il faut quelquefois bien peu de chose pour déterminer la séparation de l'oléine et

de la stéarine mélangée dans les corps gras. On reconnaît que cette séparation est facile par un moyen bien simple; s'il s'agit d'une graisse consistante comme du suif, de l'axonge, etc., on en prend une parcelle, que l'on comprime entre les doigts, après l'avoir enveloppée dans plusieurs doubles de papier buvard : si la matière peut être pressée, l'oléine seule est absorbée et la stéarine reste dans le papier; on change la stéarine de place pour qu'un nouveau papier puisse lui enlever une nouvelle quantité d'oléine, et l'on obtient par ce moyen de petites lentilles de stéarine très pures. La pression, appliquée dans des circonstances convenables, est le meilleur agent qu'on puisse employer dans les manufactures pour la séparation des corps gras solides mélangés aux liquides. C'est le procédé primitif indiqué par MM. Chevreul et Braconnot. Mais l'opération ne s'exécute pas toujours aussi facilement. Ce qu'il convient de faire pour déterminer une pression facile, c'est de placer la stéarine dans des conditions favorables à la cristallisation, et dans une multitude cas, des agents qui paraissent insignifiants produisent ce résultat. Ainsi la température à laquelle on fond les suifs, la pression atmosphérique, la vapeur d'eau, un grand nombre de sels, d'acides, d'alcalis, un peu d'alcool ou d'une huile essentielle quelconque, déterminent cette séparation : on peut même de cette manière faire servir l'épuration de certaines huiles à l'extraction de la stéarine.

On fabrique des bougies avec la stéarine soit pure, soit mêlée de cire ou de suif. Les bougies de stéarine ne sont point aussi parfaites que celles d'acide stéarique pressé seulement à froid : avec les mêmes mèches l'intensité de la lumière est moins grande.

Fabrication de l'acide stéarique. — Nous allons indiquer maintenant les procédés manufacturiers pour obtenir l'acide stéarique nécessaire à la fabrication des bougies. Pour 100 parties d'une graisse quelconque, soit du suif, de l'axonge,

de l'huile de coco, ou de l'huile de palme, on prend 16 ou 17 parties de chaux vive : on met dans une cuve en sapin le suif avec un peu d'eau au fond; la cuve doit être disposée de manière qu'un tuyau, communiquant à une chaudière à vapeur, la puisse dégorger au fond au moyen d'un robinet; il est encore important que la vapeur puisse sortir du tuyau en un grand nombre de petits jets.

Pendant que le suif fond, on délite la chaux, puis on lui ajoute une certaine quantité d'eau pour en faire un lait qu'on verse dans la cuve quand le suif est fondu, en le faisant passer à travers un crible, parce que, dans le cas très ordinaire où la chaux contiendrait des pierres, on les recueillerait, et leur poids indiquerait la quantité de chaux à restituer à la cuve.

Les choses étant ainsi disposées, le courant de vapeur doit continuer sans interruption jusqu'à la fin de l'opération, dont la durée est de six heures quand on opère sur 50 kilogrammes. D'ailleurs, on reconnaît très facilement que l'opération est terminée à ce que le savon se granule presque tout-à-coup, et prend un aspect tout différent de celui qu'il a conservé jusque-là.

Alors on procède à la décomposition du savon, et pour cela on le porte au moyen d'une grande écumoire dans une cuve placée exprès à côté de celle où l'on a fait la saponification, et dans laquelle on a mélangé une quantité d'acide sulfurique à 66°, double de celle de la chaux employée, avec deux fois son volume d'eau, et l'on fait passer la vapeur dans cette cuve; la décomposition ne tarde pas à s'opérer, et les acides gras viennent se rassembler à la surface du bain, tandis que le sulfate de chaux à mesure qu'il se forme déchire constamment la surface des grains de savon, et agite si bien le bain que l'opération marche très rapidement.

Quand on juge que l'opération est terminée, on ferme le robinet de vapeur, et après un petit repos, on enlève le

corps gras qu'on verse dans une cuve; on l'y lave avec de l'eau, et toujours au moyen du courant de vapeur qui fait fonction de chauffage et d'agitation; quand quelques essais des eaux laissent supposer que le lavage est complet, on recueille le produit, qu'on verse dans des cristallisoirs où on les laisse jusqu'au lendemain.

La matière refroidie est divisée pour en former des tourteaux qui sont rangés entre les surfaces d'une presse hydraulique. On fait un châssis en bois, qui renferme toutes les limites de grandeur et d'épaisseur que doivent avoir les tourteaux; un homme prend la matière divisée, et au moyen d'une batte en bois, en fait entrer rapidement dans le châssis autant qu'il est possible; puis il le pose, rempli de matière, sur une planche fixée à la même table, et qui est taillée de manière à remplir exactement le châssis, de façon qu'elle a pour objet de déplacer la matière qui le remplit, afin de pouvoir facilement la déposer, avec sa forme de table quadrangulaire allongée, dans la toile taillée et pliée d'avance pour la recevoir.

Les tourteaux sont enveloppés dans des treillis de chanvre croisés de Klimmerath de Strasbourg, ou dans des étoffes de laine qu'on nomme *malfil*. Ces toiles, recouvrant des quatre côtés la matière à presser, sont généralement nommées *sacs*, et sont rangées trois de front sur la largeur ordinaire d'une presse, en ayant préalablement soin de placer une claie en osier sur la plate-forme inférieure; on recouvre les trois premiers sacs d'une plaque en forte tôle sur laquelle on pose encore une claie, puis trois autres sacs, et ainsi de suite, autant qu'on peut en placer entre les surfaces pressantes, en ayant toujours le soin d'alterner une claie, un rang de sacs, et une plaque de tôle. Quand la presse est garnie, on donne quelques coups de piston à la grosse pompe pour diminuer le volume de tout ce qu'on vient de mettre en presse; après qu'en plusieurs fois on a fait monter le cylindre d'une certaine quantité, on ouvre

le robinet pour faire baisser la presse, et de cette manière on ajoute de nouvelles séries de claies, de sacs et de plaques de tôle. Enfin, quand on juge que la charge de la presse est complète, on donne un commencement de pression définitive; tandis qu'un homme fait jouer la pompe, un autre doit observer très attentivement toute la charge, et faire arrêter au moindre accident; les plus ordinaires sont de voir sortir la matière grasse en vermicelles, dont on arrête ordinairement la formation en faisant arrêter la pompe et en écrasant avec les doigts les vermicelles sur les orifices, où ils prennent naissance, comme si l'on voulait boucher ces petits trous avec la matière même qui s'en échappe; d'ailleurs il est prudent de ne point trop hâter la pression froide, surtout en commençant; il vaut mieux donner un ou deux coups de piston de cinq en cinq minutes, et répartir toute l'opération en deux jours; on regagne bien ce temps-là par la qualité et la quantité des produits qu'on en retire.

Quand la pression froide est terminée, ce qu'indiquent ordinairement l'application du maximum de puissance de la presse (quand deux hommes n'en font agir qu'avec peine la petite pompe avec son plus long levier) et la suppression de l'écoulement d'acide oléique, on tourne le robinet de la pompe et on décharge la presse; tous les tourteaux sont jetés sur la trémie d'un moulin à lames obliques; puis on procède à l'emplissage des sacs pour la pression chaude; ici il s'agit vraiment de sacs à double couture, et qui sont plus larges à leur ouverture qu'au fond; ils sont toujours en malfil, parce que la pression chaude ne peut s'effectuer que dans de la laine.

On peut très bien presser à chaud dans une presse verticale, mais l'usage d'une presse chaude horizontale est bien plus commode; et c'est, malgré les nombreux inconvénients de ce système de presse, celle qu'on doit recommander.

On a fait établir, près de la presse, une boîte à vapeur en fer assez grande pour contenir toutes les plaques en fer destinées au service et les étendelles de crin; or, ces plaques en fer ont environ 3 centimètres d'épaisseur, et les étendelles sont des feuillets d'un tissu de crin au moins aussi épais que les plaques. Tous ces accessoires étant enfermés dans la boîte à vapeur, on établit la communication avec la chaudière, ainsi qu'avec la caisse de la presse; et quand le tout est convenablement chaud, on charge le plus rapidement possible la presse; pour cela il faut que tous les sacs soient garnis d'avance, que leur ouverture soit convenablement repliée sur elle-même, enfin qu'ils soient tous prêts à être mis en presse. On tire une étendelle, on y enferme un sac, et vite on place le tout dans la caisse de la presse entre deux plaques chaudes, puis un autre sac est mis dans une autre étendelle que l'on place entre la précédente plaque et une subséquente, ainsi de suite, tant qu'il en peut tenir; alors on presse et le plus vite possible; on laisse en presse environ dix minutes; la quantité de matière s'y réduit de beaucoup, une grande partie se fond et s'écoule colorée dans la caisse de la presse, mêlée avec l'eau que rendent les étendelles; mais ce qui reste est la matière la plus pure et d'une blancheur ordinairement éclatante. Aussitôt qu'on juge que le temps nécessaire pour la pression est écoulé, on desserre rapidement la presse, on en retire le plus vite possible tous les sacs, et à mesure qu'on les retire, on les vide dans un coffre placé tout près de là.

Alors la matière, pour être le plus pure possible, n'a plus besoin que d'être fondue et filtrée pour en séparer quelques impuretés mécaniques qui la souilleraient, et elle est très applicable à la fabrication des bougies.

Fabrication des bougies. — Pendant long-temps les bougies stéariques ont été fabriquées avec addition d'une certaine quantité de cire, qui, se solidifiant plus tôt que

l'acide stéarique, en troublait la cristallisation, ce qui est un grave inconvénient, en ce que les bougies se rompent dans les moules, et que celles qui en sortent entières ont un aspect qui ne plaît pas, et une surface qu'il n'est pas facile de polir ; mais on a remarqué qu'en coulant l'acide stéarique tel que nous venons de l'obtenir, à la plus basse température possible, on arrive au même résultat, et dès lors on a supprimé l'addition de cire dans ces bougies.

Choix et apprêt des mèches. On emploie une tresse de trois mèches d'un coton moyennement fin et de bonne qualité, dont l'ensemble du système est composé de 80 fils. On est dans la nécessité d'imbiber les mèches de matières susceptibles de donner de la fixité aux fils de coton ; sans cela, quand le coton est mou, d'une qualité médiocre ou trop fin, la mèche forme en brûlant un crochet qui tend à faire des spires, des hélices, sur lesquelles s'amassent des champignons, ou qui deviennent si minces qu'elles ne peuvent produire qu'un mauvais appareil pour la flamme ; mais, quand elles ont été plongées dans un bain, par exemple d'acide sulfurique, étendu de 8 à 10 fois son volume d'alcool, ou bien dans une dissolution d'acide borique, l'extrémité en ignition n'affecte qu'une simple courbure, et conserve la même grosseur jusqu'à sa réduction en cendres. Voici maintenant comme on opère pour fabriquer les bougies : on dispose d'abord les moules, qui sont faits avec un alliage d'étain et de plomb. La pointe qui forme le haut de la bougie est renforcée par une petite pièce en laiton, et à la base de la bougie, le moule est renflé de manière à former un godet d'un volume à peu près égal à celui de la bougie ; les mèches doivent être toutes coupées d'avance, et trempées par un bout seulement dans de l'acide stéarique fondu, afin de lier entre eux les fils de cette extrémité de la mèche, pour qu'ils ne se séparent pas, et puissent, au contraire, recevoir et retenir une épingle qu'on y enfonce transversalement, puis on enfile la mèche dans le

moule ; pour cela on a un outil fait exprès, qui est un fil de fer fourchu ; on y passe le bout de la mèche non apprêté, et on l'enfile en entrant l'outil par le renflement du moule ; on reçoit sa mèche à la pointe, et on l'y arrête par un petit fausset en bois qu'on y enfonce assez fortement ; l'épingle qu'on a passée en travers de l'autre bout de la mèche la tient tendue et sert aussi à la placer au centre.

Tous les moules ainsi disposés sont portés dans une boîte à vapeur, où ils prennent la température d'environ 55°; d'autre part on a fait fondre à la vapeur l'acide stéarique, et quand on remarque contre les parois du vase dans lequel on l'a fait fondre un commencement de solidification, on le verse dans les moules de manière à remplir les 4/5 de leur godet : cet excès est nécessaire pour remplir les vides qui se font au centre de la bougie par le retrait considérable de l'acide stéarique. Le moulage aussitôt fait, et à la plus basse température possible, les moules peuvent être portés sur des tringles en bois, disposées parallèlement les unes aux autres, de manière à présenter aux moules des coulisses sur les bords desquelles s'arrête leur partie renflée. Deux ou trois heures après, on peut enlever les moules, retirer les bougies, que l'on remplace par de nouvelles mèches, et de cette manière on peut facilement faire trois coulages par jour. On retire les bougies des moules, puis on procède au polissage en les frottant avec une flanelle, et on en forme des paquets de cinq bougies qui pèsent 475 grammes.

La bougie stéarique de première qualité peut revenir en fabrique, selon M. Golfier-Besseyre, à qui nous avons emprunté tous les détails précédents, à 1 fr. 15 c. le demi-kilogramme, prix qui permet aux industriels un bénéfice raisonnable, et aux consommateurs un éclairage très agréable à un prix modéré.

L'*acide oléique*, qui est un résidu considérable de cette fabrication, est employé pour fabriquer du savon vert, pour

apprêter les draps. On le vendait d'abord 20 c. le demi-kilogramme ; il vaut aujourd'hui 50 à 70 c.

§ V. Notions générales sur la statique chimique des êtres organisés.

« Les plantes, les animaux, l'homme, renferment de la matière. D'où vient-elle? que fait-elle dans leurs tissus et dans les liquides qui les baignent ? où va-t-elle quand la mort brise les liens par lesquels ses diverses parties étaient si étroitement unies ? » Voilà les questions que M. Dumas a abordées dans son cours de chimie organique ; nous exposerons d'après lui les notions fondamentales de la statique des êtres organisés. Depuis long-temps ces problèmes, si remplis d'intérêt, nous ont préoccupé. Voici comme nous nous exprimions dans un écrit publié il y a dix ans : « Comment les éléments inorganiques s'organisent-ils? dans quel ordre se forment les principes immédiats? par quelle série de composition arrivent-ils au degré le plus élevé de l'organisation ? quelles sont les périodes, les lois, les phénomènes de leur décomposition ? » Nous chercherons dans cet ouvrage élémentaire à effleurer ces questions pleines d'actualité. Nous allons commencer par indiquer les phénomènes principaux de la végétation, et étudier les procédés au moyen desquels les plantes fixent le carbone, l'hydrogène, l'oxigène, l'azote, éléments indispensables de tout être organisé.

PHÉNOMÈNES DE LA VÉGÉTATION. — Quand une semence est confiée à la terre dans des conditions d'humidité et de température convenables, la vie, qui avait été latente pour ainsi dire jusque là, apparaît, des phénomènes divers se succèdent, l'embryon se développe, et la germination commence.

Mais, chose remarquable, les premiers phénomènes ne doivent point être regardés comme des actes d'assimilation,

mais bien comme une véritable désorganisation ; les principes insolubles deviennent solubles, et servent à la nourriture de la jeune plante ; du carbone disparaît et est transformé en acide carbonique, combustion véritable avec développement de chaleur, comme si le jeune embryon avait besoin de calorique pour préserver sa faiblesse des atteintes des agents extérieurs. Ainsi le premier pas dans la vie végétale est une combustion d'aliments réunis par une prévoyance admirable autour du germe. La scène va bientôt changer : la nouvelle plante grandit, la tige s'élève, et elle produit des feuilles, des fleurs et des fruits. Si on examine comment ces merveilleux résultats ont pu se produire, on voit bientôt que c'est par la fixation du carbone, de l'hydrogène, de l'oxigène, de l'azote et des cendres. Voyons maintenant comment ces éléments ont été attirés là par la jeune plante, et quels sont les produits qui en résultent.

FIXATION DU CARBONE. — Priestley a reconnu le premier que les feuilles avaient la propriété d'améliorer l'air vicié par la combustion ou par la respiration ; mais il n'a point remonté à la cause de ce phénomène. Senebier a découvert que les feuilles décomposaient l'acide carbonique en s'appropriant son carbone et en éliminant son oxigène. Il a observé que les feuilles fraîches exposées au soleil, dans de l'eau de source, ou de l'eau légèrement imprégnée d'acide carbonique, produisaient de l'oxigène aussi long-temps qu'il restait de l'acide carbonique dans l'eau. Il a vu que, lorsque ce gaz était épuisé, et que lorsqu'on exposait les feuilles dans de l'eau distillée, elles ne produisaient pas une quantité d'air plus grande que celle qui pouvait être interposée dans leur propre volume.

« Ces expériences et beaucoup d'autres prouvent que le carbone provient essentiellement de l'acide carbonique, soit qu'il ait été emprunté à l'acide carbonique de l'air, soit qu'il provienne de cette autre partie d'acide carbonique que la décomposition des engrais développe sans cesse au

contact des racines. Mais c'est dans l'air surtout que le plus souvent les plantes puisent leur carbone. Comment en serait-il autrement, quand on voit l'énorme quantité de carbone qu'ont su s'approprier des arbres séculaires par exemple, et l'espace si limité pourtant dans lequel leurs racines peuvent s'étendre? A coup sûr, quand a germé le gland qui a produit, il y a cent ans, le chêne qui fait notre admiration maintenant, le terrain sur lequel il était tombé ne renfermait pas la millionième partie du charbon que le chêne lui-même renferme aujourd'hui. C'est l'acide carbonique de l'air qui a fourni le reste, c'est-à-dire la masse à peu près entière.

» Toutes les plantes fixent du carbone, toutes l'empruntent à l'acide carbonique, soit que celui-ci soit pris directement à l'air par les feuilles, soit que les racines puisent dans la terre les eaux pluviales imprégnées d'acide carbonique, soit que les engrais, en se décomposant dans le sol, fournissent de l'acide carbonique dont les racines s'emparent aussi pour les transporter aux feuilles. Tous ces résultats se constatent sans peine. M. Boussingault a vu des feuilles de vigne enfermées dans un ballon prendre tout l'acide carbonique de l'air qu'on dirigeait au travers de ce vase, quelque rapide que fût le courant.

» Si les racines puisent dans le sol cet acide carbonique, si celui-ci passe dans la tige et de là dans les feuilles, il finit par s'exhaler dans l'atmosphère, sans altération, quand aucune force nouvelle n'intervient. Tel est le cas des plantes végétant à l'ombre ou dans la nuit. L'acide carbonique du sol filtre au travers de leurs tissus et se répand dans l'air. On dit que les plantes produisent de l'acide carbonique pendant la nuit; il faut dire que les plantes, en pareil cas, laissent passer de l'acide carbonique emprunté au sol. Mais que cet acide carbonique venant du sol ou pris à l'atmosphère se trouve en contact avec les

feuilles ou les parties vertes, que la lumière solaire intervienne d'ailleurs, et alors la scène change tout-à-coup.

» L'acide carbonique disparaît; des bulles déliées d'oxigène se développent sur tous les points de la feuille, et le carbone se fixe dans les tissus de la plante.

» Chose bien digne d'intérêt, ces parties vertes des plantes, les seules qui jusqu'ici puissent manifester cet admirable phénomène de la décomposition de l'acide carbonique, sont aussi douées d'une propriété non moins spéciale, non moins mystérieuse. En effet, vient-on à transporter leur image dans l'appareil de M. Daguerre, ces parties vertes ne s'y trouvent pas reproduites, comme si tous les rayons chimiques, essentiels aux phénomènes daguerriens, avaient disparu dans la feuille, absorbés et retenus par elle.

» Les rayons chimiques de la lumière disparaissent donc en entier dans les parties vertes des plantes, absorption extraordinaire sans doute, mais qu'explique sans peine la dépense énorme de force chimique nécessaire à la décomposition d'un corps aussi stable que l'acide carbonique. »

Voici comment le plus illustre des chimistes, Lavoisier, s'exprime en parlant de ces curieux phénomènes: « Les expériences qui ont été faites sur la végétation donnent aussi lieu de croire que la lumière se combine avec quelques parties des plantes, et que c'est à cette combinaison qu'est due la couleur verte des feuilles et la diversité des couleurs des fleurs. Il est au moins certain que les plantes qui croissent dans l'obscurité sont étiolées, qu'elles sont absolument blanches, qu'elles sont dans un état de langueur et de souffrance, et qu'elles ont besoin, pour reprendre leur vigueur naturelle et pour se colorer, de l'influence immédiate de la lumière.

» On observe quelque chose de semblable sur les animaux eux-mêmes; les hommes, les femmes, les enfants s'étiolent jusqu'à un certain point dans les travaux sédentaires des manufactures, dans les logements serrés, dans

les rues étroites des villes. Ils se développent au contraire, ils acquièrent plus de force et plus de vie dans la plupart des occupations champêtres et dans les travaux qui se font en plein air.

» L'organisation, le sentiment, le mouvement spontané, la vie, n'existent qu'à la surface de la terre et dans les lieux exposés à la lumière. On dirait que la fable du flambeau de Prométhée était l'expression d'une vérité philosophique qui n'avait pas échappé aux anciens. Sans la lumière, la nature était sans vie, elle était morte et inanimée : un Dieu bienfaisant, en apportant la lumière, a répandu sur la surface de la terre l'organisation, le sentiment et la pensée. »

Examinons maintenant quel est le rôle du carbone que la plante a fixé par la décomposition du gaz acide carbonique ; c'est encore M. Dumas qui va nous servir de guide : « Que 12 molécules d'acide carbonique se décomposent et abandonnent leur oxigène, et il en résultera 12 molécules de carbone qui, avec 10 molécules d'eau, pourront constituer soit le tissu cellulaire des plantes, soit leur tissu ligneux, soit l'amidon et la dextrine qui en dérive. Ainsi dans une plante quelconque, la masse presque entière de la charpente, formée comme elle l'est par du tissu cellulaire, du tissu ligneux, de l'amidon et des matières gommeuses, se représentera par 12 molécules de charbon unies à 10 molécules d'eau.

» Le ligneux, insoluble dans l'eau, l'amidon, qui fait empois dans l'eau bouillante, et la dextrine qui se dissout si bien dans l'eau à froid ou à chaud, constituent donc, comme l'a bien prouvé M. Payen, trois corps doués exactement de la même composition, mais diversifiés par un arrangement moléculaire différent.

» Ainsi avec les mêmes éléments, dans les mêmes proportions, la nature végétale produit ou bien les parois insolubles des cellules, du tissu cellulaire et des vaisseaux, ou bien l'amidon qu'elle accumule comme aliment autour des

bourgeons et des embryons, ou bien la dextrine soluble que la sève peut transporter d'une place à l'autre pour les besoins de la plante : admirable fécondité qui sait du même corps en faire trois différents, et qui permet de les transmuter l'un en l'autre avec la plus faible dépense de force toutes les fois que l'occasion l'exige.

» C'est encore au moyen du charbon uni à l'eau que se produisent les matières sucrées si fréquemment déposées dans les organes des plantes pour des besoins spéciaux; 12 molécules de carbone et 11 molécules d'eau forment le sucre de canne; 12 molécules de carbone et 14 molécules d'eau font le sucre de raisin. »

Nous allons maintenant examiner les caractères, les propriétés et les usages de ces produits importants que le végétal a formés par la fixation du carbone.

Des substances neutres ternaires dans lesquelles l'oxigène est a l'hydrogène dans les proportions convenables pour faire de l'eau ou dans des rapports très voisins. —Nous appelons ces substances indifférentes, parce qu'elles se combinent tantôt avec les acides, tantôt avec les bases, et les combinaisons s'effectuent en vertu de très faibles affinités. La composition de ces matières présente la plus grande analogie; toujours du carbone, de l'hydrogène et de l'oxigène. M. Berzélius dit même que la composition en centièmes de la gomme, de l'amidon, du ligneux et du sucre, présente tant de ressemblance, que les différences dans les résultats analytiques excèdent à peine la valeur des fautes d'observations dans des analyses passablement bien faites. On voit donc que l'arrangement des atomes de ces corps influe singulièrement sur la propriété des composés. Lorsqu'on décompose par le feu les matières de ce groupe, elles donnent toutes de l'eau, de l'acide acétique, de l'huile empyreumatique, des gaz combustibles, et pour résidu un charbon spongieux.

Ce groupe de substances est un des plus intéressants de

la chimie organique ; les produits qu'il renferme forment la base de tous les végétaux ; ils jouent un grand rôle dans la nutrition de ces corps. Plusieurs de ces substances sont employées en médecine ou dans les arts et forment la base des substances alimentaires les plus répandues. On peut les diviser en trois groupes naturels : 1° Les gommes ; 2° les ligneux et amidons ; 3° les sucres.

DES GOMMES. — Le genre *gomme* est caractérisé par les propriétés qu'ont les espèces qui le composent, 1° de ne point cristalliser ; 2° de donner de l'acide mucique lorsqu'on les traite par l'acide nitrique ; 3° de très difficilement fournir du sucre de raisin avec l'acide sulfurique. Le genre gomme comprend quatre espèces : l'*arabine*, la *bassorine*, la *cérasine*, la *pectine*.

Arabine. — C'est le principe immédiat qui constitue la presque totalité de la gomme arabique ; elle est incolore, insipide, inodore, transparente ; desséchée, sa cassure est vitreuse; alors elle est friable. Chauffée entre 150 et 200°, elle se ramollit et se tire en fil humide ; sa section est cornée. Inaltérable à l'air sec, pouvant s'acidifier après plusieurs mois de contact à un air humide, insoluble dans l'alcool et dans l'éther, incristallisable, n'éprouvant pas la fermentation alcoolique, elle est soluble dans l'eau, pour ainsi dire en toute proportion, tant que la viscosité de la solution permet d'en dissoudre. Quand la solution contient plus de 0,17 d'arabine, elle ne filtre pas à froid. La gomme se combine avec les bases salifiables.

L'alcool précipite l'arabine de sa solution aqueuse ; l'arabine se combine avec l'oxide de plomb, et cette combinaison contient 61,75 d'arabine et 38,25 d'oxide de plomb. 100 p. d'arabine, chauffées avec 400 d'acide nitrique, ont donné à M. Guérin 18,88 d'acide mucique et des traces d'acide oxalique. L'arabine est précipitée par l'acétate triplombique et par le silicate de potasse. De même que l'amidon, la solution d'arabine est coagulée par une solution

de borax ; et ce coagulum se dissout dans les acides libres et dans le bitartrate de potasse. Elle diffère par là du mucilage végétal. Le protonitrate de mercure précipite la dissolution d'arabine. Selon M. Berzélius, la gomme pure contient 12 atomes de carbone, 22 d'hydrogène et 11 d'oxigène. Il résulte de cette formule que la gomme et le sucre hydraté ont la même composition ; mais ils ne sont pas isomères, car le sucre de canne contient un atome d'eau séparable que nous ne pouvons retrancher de la gomme.

Bassorine. — C'est un des principes des gommes adragant et de Bassora. Elle est solide, incolore, demi-transparente, insipide, inodore, incristallisable, difficile à pulvériser ; elle est insoluble dans l'eau froide ou chaude, mais elle l'absorbe en se gonflant considérablement ; l'alcool ne peut la dissoudre ; elle n'éprouve pas la fermentation alcoolique. 100 p. donnent avec 1000 d'acide nitrique 20,61 d'acide mucique et de l'acide oxalique ; traitée par l'acide sulfurique, elle donne une matière cristallisable, ayant une saveur sucrée, qui n'éprouve pas la fermentatien alcoolique. La bassorine est formée de 10 atomes de carbone, 11 atomes d'oxigène et 22 d'hydrogène.

Cérasine. — M. Guérin donne ce nom à la partie de la gomme du pays, insoluble dans l'eau froide, et qui, au contraire, devient soluble lorsqu'on la dissout par une décoction prolongée, et qui ne diffère pas alors sensiblement de l'arabine, dont elle pourrait former une sous-espèce ayant la même composition.

Presque tous les végétaux contiennent une de ces espèces de gommes : aussi en rencontrons-nous dans presque toutes les analyses de produits végétaux. Les arbres qui les laissent exsuder naturellement appartiennent surtout aux familles des légumineuses et des rosacées.

Gomme arabique. — Ce produit est fourni par différentes espèces appartenant au genre *acacia : A. nilotica*,

Delisle; *A. arabica*, W.; *A. Adansonii; A. Verek; A. gummifera*, etc., de la famille des légumineuses. On en distingue plusieurs sortes; leurs caractères communs sont ceux que nous avons attribués à l'*arabine*, dont elles sont en grande partie formées.

1° *Gomme arabique vraie* ou *turique.*—Elle est en petites larmes blanches et transparentes qui se fendillent à l'air; elle est soluble en toute proportion dans l'eau. Elle est récoltée en Arabie: c'est une très bonne sorte, mais qui n'arrive plus en France qu'en petites quantités par la voie de Marseille.

2° *Gomme du Sénégal.* — C'est l'espèce la plus répandue dans le commerce; on en distingue deux sortes, celle du *bas fleuve* ou du *Sénégal*, celle du *haut fleuve* ou de *Galam.* La première, qui est la plus estimée, est en larmes sèches, dures, non friables, rondes, ovales et vermiculées, un peu opaques et ridées à l'extérieur, lisses et transparentes intérieurement, d'une couleur fauve-pâle. Elles ont une saveur douce, un peu sucrée. La gomme de Galam est en morceaux plus irréguliers, quelquefois fendillés, mêlés de morceaux brisés. On assure que les Africains se servent souvent de la gomme comme aliment; mais les expériences de M. Magendie nous ont appris que la gomme seule ne peut long-temps suffire à l'alimentation. En médecine on l'emploie beaucoup; c'est une substance mucilagineuse adoucissante. C'est plutôt un aliment, un palliatif qu'un remède, car, après son action nourrissante, on ne peut guère lui supposer d'utilité que celle dépendant de la facilité avec laquelle elle retient l'eau, ce qui la rend utile pour lubrifier les muqueuses du canal digestif.

Usages. —Dans les arts on consomme une quantité de gomme arabique, pour la fabrication de l'encre, du cirage, le gommage des toiles et le lustrage des tissus, des rubans, des taffetas, l'épaississage des couleurs et des mordants des fabricants d'indiennes. On s'en sert encore pour rendre

plus brillantes les couleurs sur le papier, et dans la peinture en miniature et à l'aquarelle. Les gommes de France sont utilisées dans la chapellerie pour l'apprêt du feutre.

Les pâtes des jujubes, de guimauve, etc., ne sont que des mélanges de gomme et de sucre convenablement aromatisés.

Gomme adragant. — Ce produit exsude spontanément à travers l'écorce de plusieurs petits arbrisseaux de la famille des légumineuses, *Astragalus verus*, *A. gummifer*, *A. creticus*, etc. La gomme adragant est en lanières ou en fils minces contournés ou vermiculés; sa propriété essentielle est de se gonfler considérablement dans l'eau et d'y former un mucilage épais et très tenace en absorbant une grande quantité de ce liquide. On trouve dans le commerce deux sortes de gomme adragant; l'une est en filets ou rubans déliés ou vermiculés, plus souvent jaunes que blancs; elle vient de Morée; l'autre de Smyrne : elle est en plaques blanches assez larges, marquées d'élévations, arquées ou concentriques.

La gomme adragant peut être employée ainsi que la gomme arabique comme adoucissante; elle fournit un mucilage beaucoup plus persistant qui peut être utile par la grande quantité d'eau qu'il contient.

Pectine.— C'est le principe qui donne aux fruits acides la propriété de former des gelées. On la connaissait sous le nom de *gelée végétale*. Pour la préparer, on la précipite du suc de groseilles, en y ajoutant un grand excès d'alcool, sous forme d'une gelée transparente; on la presse ensuite graduellement; on la lave avec de l'alcool faible, puis on la dessèche. Desséchée, elle se présente sous forme de fragments transparents; mêlée à 100 parties d'eau, elle finit par l'absorber en donnant une gelée transparente de consistance ferme. La pectine est insipide, inodore, sans action sur le tournesol, insoluble dans l'alcool. Lorsqu'on verse un acide dans une dissolution de pectine, cette sub-

stance n'éprouve aucun changement reel ; mais, chose bien digne de remarque, elle se trouve transformée tout-à-coup en acide pectique sous l'influence de la plus légère trace d'un oxide alcalin. Aussi, quand, après avoir ajouté au jus de groseille étendu d'eau et filtré, un peu de potasse ou de soude, qui n'en trouble point la transparence, on le mêle avec un petit excès d'acide sulfurique, y produit-on un abondant précipité gélatineux d'acide pectique. Si la quantité de potasse ou de soude était suffisante, l'acide pectique se déposerait à l'instant à l'état de sous-pectate. Le carbonate de potasse peut comme la potasse transformer la pectine en acide pectique. Le carbonate d'ammoniaque, ni même l'ammoniaque concentrée, ne possèdent cette propriété. La pectine, de même que l'acide pectique, est composée d'oxigène, d'hydrogène et de carbone sans azote; elle se transforme également en acide mucique sous l'influence de l'acide nitrique.

Acide pectique. — Cet acide, entrevu d'abord par M. Payen, fut découvert par M. Braconnot, puis étudié par Vauquelin. Son nom dérive d'un mot grec qui indique sa consistance gélatineuse. Cet acide ou la pectine existe dans la plupart des végétaux ou des parties de végétaux, telles que les racines, les bois, les écorces, les fruits; sous ce point de vue, c'est un acide important à étudier.

Voici le procédé de Vauquelin, qui est le meilleur et le plus économique. On prend des carottes râpées, exprimées et bien lavées ; on fait une bouillie claire avec le marc et de l'eau contenant 5 p. 100 de carbonate de soude; on soumet à l'ébullition pendant un quart d'heure; on passe avec expression, on ajoute aux liqueurs une dissolution de chlorure de calcium. Il se forme par double décomposition du pectate de chaux insoluble; on le lave avec de l'eau aiguisée avec de l'acide chlorhydrique; on le fait bouillir avec de l'eau pure, et le précipité gélatineux est l'acide pectique hydraté.

On peut l'extraire du marc de groseilles qui a servi à préparer le suc ; on traite ce marc pendant quelques heures par de l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique, pour décomposer les pectates. On lave à l'eau distillée, on met ensuite en contact à froid avec de l'eau assez ammoniacale pour qu'il reste un léger excès d'ammoniaque non saturée ; on passe ; et l'on décompose la solution de pectate d'ammoniaque par l'acide chlorhydrique ; il suffit de laver pour avoir de l'acide pectique à peu près pur. L'acide pectique hydraté se présente sous la forme d'une gelée transparente, incolore, peu sapide ; il rougit le tournesol, il est extrêmement peu soluble dans l'eau froide ou chaude. Toutes les dissolutions métalliques, l'eau de chaux, de baryte, de strontiane, forment avec lui des pectates insolubles. Il forme des pectates solubles avec la potasse, la soude et l'ammoniaque ; tous les autres sont insolubles, c'est pourquoi ils peuvent être préparés par la double décomposition. Par cette même raison on peut employer avec succès les solutions d'un pectate alcalin pour neutraliser l'effet des poisons à base métallique. L'acide pectique se présente sous forme de feuilles transparentes, incolores, inodores, peu sapides, et incristallisables. L'acide nitrique convertit l'acide pectique en acide mucique. Ce caractère le rapproche des gommes. D'après cela on peut dire que le ligneux est au sucre ce que l'acide pectique est aux gommes.

Usages. — M. Braconnot a vanté l'acide pectique pour préparer des gelées végétales ; mais les essais tentés depuis lui n'ont pas été heureux. On obtient presque toujours des gelées qui ne sont pas bien unies, qui ne sont composées que de grumeaux mal liés. Pour préparer ces gelées, on emploie un pectate alcalin ; celui d'ammoniaque est préféré. On l'obtient en versant quelques gouttes d'ammoniaque sur l'acide pectique en gelée ; il se liquéfie ; on l'évapore à l'étuve ; c'est un pectate avec excès d'acide. Pour

préparer des gelées, on dissout dans l'eau ce pectate; on y ajoute du sucre et un aromate, et on rend la consistance gélatineuse par l'addition d'une faible proportion d'acide chlorhydrique étendu.

GENRE LIGNEUX. — Il est caractérisé par la propriété qu'ont les espèces qui le composent de donner, lorsqu'ils sont convenablement traités, par l'acide sulfurique du sucre de raisin, et par l'acide nitrique de l'acide oxalique, sans traces d'acide mucique; il est composé de deux espèces principales : 1° le ligneux; 2° l'amidon. Nous avons donné plus haut (pag. 427) la composition de ces corps.

LIGNEUX (*Fibre végétale cellulose*). — C'est de tous les principes immédiats des végétaux le plus répandu et le plus abondant. On le trouve dans toutes les parties des plantes; il constitue la fibre proprement dite; il entre pour 95 pour 100 dans la composition du bois. On considère comme du ligneux la substance qui reste indissoute quand on a épuisé une plante ou une partie végétale par l'éther, l'alcool, l'eau, les acides affaiblis et les alcalis caustiques, en dissolution assez étendue pour dissoudre les matières étrangères sans dénaturer le ligneux.

M. Dutrochet a prouvé que la partie ligneuse des arbres était composée de petits tubes fusiformes, qu'il a nommés *clostres*, qui sont pleins de diverses matières selon les espèces de végétaux. La pesanteur spécifique du bois *exempt d'air* varie de 1,46, pesanteur du bois de sapin, à 1,53, pesanteur des bois de chêne et de hêtre. Le ligneux est détruit sous l'influence simultanée de l'air, de l'eau et de la lumière. Le ligneux, soumis à l'action du chlore, devient d'un blanc de neige, mais il ne se dissout pas. L'acide sulfurique à froid le transforme en une matière qui présente la plus grande analogie avec l'amidon modifié soluble, connu sous le nom de *dextrine*, qui n'en diffère vraiment que par la propriété de n'être pas coloré par l'iode. Si l'on mêle la masse soluble avec de l'eau et qu'on fasse bouillir le ligneux,

il se convertit en sucre de raisin. Si l'on chauffe un mélange d'acide sulfurique concentré et de sciure de bois, il se dégage du gaz acide sulfureux, la masse devient noire. L'acide nitrique concentré jaunit le bois et détruit après quelque temps sa cohérence, en sorte qu'il se réduit en une masse pulvérulente, qui finit par se dissoudre et se convertir en acide oxalique. Par l'ébullition avec de l'acide chorhydrique concentré, le bois est altéré; l'acide se colore d'abord en rouge, puis en brun, et le bois noircit sans devenir soluble dans l'acide ou dans l'eau ; après la dessiccation il brûle avec flamme. Les alcalis caustiques en dissolution étendue n'exercent qu'une faible action sur le bois; mais si l'on chauffe de la sciure de bois avec un poids égal d'hydrate de potasse en dissolution concentrée, jusqu'à ce que la masse soit dissoute en un liquide homogène, expérience pendant laquelle la masse se boursoufle et dégage une eau douée d'une odeur empyreumatique, on obtient, après le refroidissement, une dissolution brun-noirâtre qui contient de l'acide oxalique et de l'acide acétique, et d'où les acides précipitent une substance qui a la plus grande analogie avec l'extrait de terreau ou avec la substance qui se dissout lorsqu'on traite la suie par un alcali. Le bois soumis à ce traitement se dissout presque sans laisser de résidu. Si l'on chauffe le mélange de sciure et de potasse à l'abri du contact de l'air, par exemple dans une cornue, la masse jaunit, et forme avec l'eau bouillie une dissolution jaune qui absorbe l'oxigène de l'air.

AMIDON. — On appelle *amidon*, ou *fécule amylacée*, une matière blanche, brillante, qui se précipite du suc d'un grand nombre de végétaux. M. Raspail a démontré que chaque grain d'amidon devait être considéré comme un organe; il est formé d'un tégument renfermant un seul principe immédiat l'*amidône*, dont la texture est organique; celle-ci est moins compacte à mesure que l'on se rapproche du centre, et le tégument lui-même peut être

considéré comme une couche extérieure plus concrète que les autres.

L'amidon se rencontre dans une foule de végétaux ; c'est particulièrement dans les tiges souterraines ou rhizomes qu'on le trouve en grande proportion, où il forme quelquefois un amas considérable ; on le rencontre dans la tige des palmiers ; il constitue la plus grande partie de plusieurs semences ; dans toutes les plantes il a des propriétés communes, et il ne forme qu'une seule espèce ; mais il présente aussi, dans chaque végétal, des différences qui permettent de le distinguer ; ainsi Planche a vu qu'un vase qui contient 1000 p. d'eau, peut contenir 800 de fécule de pomme de terre, 794 de fécule de blé, et 584 de fécule de radis noir.

L'amidon est sans odeur ni saveur ; c'est une poudre blanche, brillante, insoluble dans l'alcool, l'éther, les huiles fixes et volatiles, insoluble dans l'eau froide. Traité par l'eau bouillante, il se convertit en une gelée connue sous le nom d'*empois ;* cette gelée, traitée de 10° à 60° par l'orge germée, se fluidifie, et l'amidon est transformé d'abord en un principe soluble nommé *dextrine*, ayant la même composition que l'amidon, puis en sucre : cette même transformation s'opère par une ébullition soutenue avec de l'eau acidulée avec l'acide sulfurique ; enfin le caractère le plus remarquable de l'amidon, quand il n'est point altéré, consiste en une belle coloration bleue qu'il donne avec l'iode.

Diastase. — On nomme ainsi le corps contenu dans l'orge germée qui agit sur l'amidon. Plusieurs matières azotées, comme le ferment, le gluten, l'albumine et la fibrine putréfiées, peuvent avoir une action analogue à la diastase.

M. Payen a prouvé que la *dextrine* et l'amidon ont la même composition, et cependant ils ne sont point isomériques entre eux ; ils semblent à la vérité réunir les condi-

tions d'un tel état, car ils offrent à la fois les mêmes relations entre leurs atomes constituants et des phénomènes très divers sous l'influence d'agents nombreux; ces phénomènes ne démontrent pas des propriétés inhérentes à une combinaison moléculaire; ils dépendent plutôt de la forme et de l'agrégation des particules.

L'amidon, toujours identique chimiquement, mais sécrété par différents végétaux, présente des volumes, des degrés de cohésion très divers. Soumis à de simples actions mécaniques, il produit, avec l'eau, l'alcool, la potasse, l'iode, le tannin, les sels, etc., une foule de réactions différentes. Divisé plus encore par les acides puissants, par les alcalis caustiques, la température ou la diastase, l'amidon produit alors graduellement des phénomènes nouveaux avec les mêmes réactifs; puis tout-à-coup sa dissolution complète semble avoir anéanti ses propriétés caractéristiques; on n'obtient plus ni colorations, ni précipités, par aucun des agents employés jusque là avec succès pour les produire. Cependant sa composition intime n'a point varié, et, à l'aide de moyens convenables, on obtient avec les bases des combinaisons définies semblables, d'où l'on déduit un même poids atomique.

Usages. — L'amidon a des applications de la plus grande importance. Associé avec des matières azotées ou des corps gras, il constitue la base de notre alimentation. Il sert à la fabrication du sucre de fécule. L'amidon de blé est spécialement employé dans les fabriques d'indiennes pour épaissir les mordants auxquels il donne plus de consistance que la gomme. On l'emploie concurremment avec la fécule de pomme de terre pour donner plus de lustre et une certaine fermeté aux toiles de lin, de chanvre et de coton. Autrefois on consommait une très grande quantité d'amidon fin pour poudrer les cheveux; c'est aujourd'hui la moindre de ses applications. Les confiseurs en font un usage journalier pour la composition des dragées; enfin,

c'est avec l'*empois* que les blanchisseuses donnent de l'apprêt au linge, aux dentelles, etc.

Sous le point de vue économique et médical, il est de peu d'importance d'employer de l'amidon fourni par une plante plutôt que par une autre. Cependant il est indubitable que, quelles que soient les précautions que l'on ait prises pour préparer les fécules des différentes plantes, elles donnent toujours, avec l'eau bouillante, des gelées qui ont une odeur et une saveur très distinctes. Cette odeur particulière est souvent singulièrement exaltée par l'ébullition de la gelée avec de l'acide sulfurique ; si bien que je regarde ce caractère comme très important pour distinguer les fécules les unes des autres lorsqu'on a de l'habitude ou lorsqu'on agit comparativement.

Amidon de blé. — Globules tous sphériques et d'une grandeur très variable. On l'obtient dans le commerce en faisant fermenter des farines avariées de céréales ; en les délayant dans une suffisante quantité d'eau, le gluten et le sucre fermentent, deviennent solubles, et leur solution forme l'*eau sure* des amidonniers. L'amidon se précipite ; on le lave, on le fait sécher ; il prend en se desséchant la forme d'espèces de prismes quadrangulaires irréguliers ; on le nomme alors *amidon en aiguilles.* Au lieu de détruire le gluten pour obtenir l'amidon, M. E. Martin sépare ce produit intéressant qui a reçu d'importantes applications.

Arowroot. — C'est une fécule produite par les *maranta indica* ou *arundinacea* de la famille des *amomées*, cultivés aux Antilles ; cette fécule est moins blanche que celle de blé, ce qui tient à sa transparence plus parfaite ; ses grains sont plus gros que ceux d'amidon, et ils ne sont point comme eux parfaitement sphériques. Un assez grand nombre de ses grains, observés au microscope, semblent tronqués par un plan, passant par leur centre ou parallèle à ce plan ; sa gelée est, ou inodore, ou avec un léger goût de galanga ; ces caractères le distinguent nettement de

la fécule de pommes de terre avec lequel on le falsifie.

Fécule de pommes de terre. — On la prépare en râpant des pommes de terre bien lavées ; on verse le suc qui s'en écoule sur un tamis, puis on l'abandonne au repos ; la fécule se précipite ; on fait sécher le précipité à l'ombre, on pulvérise, et on le conserve dans des vases bien fermés. Elle a toujours une apparence cristalline ; les grains sont beaucoup plus gros que ceux du blé ; on la reconnaît à l'odeur que donne son empois bouilli avec l'acide sulfurique.

La fécule est la base de potages restaurants ; elle est aussi avantageuse sous ce point de vue que toutes les autres fécules qui se vendent beaucoup plus cher. Elle est très usitée pour fabriquer le sucre et le sirop de fécule.

Fécule de manioc (moussache et tapioka). — Le *jatropha* ou *janipha manihot*, Humb. de la famille des euphorbiacées, est un arbrisseau dont la racine volumineuse contient un principe vénéneux qui se détruit ou par le feu ou par la fermentation, et une grande quantité de fécule. La racine râpée, exprimée et séchée au feu, prend le nom de *farine de manioc.* On connaît sous le nom de *moussache* la fécule qui a été entraînée avec le suc, et qui a été bien lavée et séchée à l'air ; le tapioka est le même produit séché sur des plaques chaudes, cuit et aggloméré en grumeaux durs et irréguliers et un peu élastiques ; il forme avec l'eau bouillante un empois qui offre un caractère particulier de transparence et de viscosité. Le principe vénéneux qui accompagne cette fécule est, suivant les expériences de MM. Boutron et Henry, de l'acide cyanhydrique. Cette fécule est la base de la nourriture dans plusieurs contrées intertropicales.

Sagou. — Il est préparé aux îles Moluques avec la moelle du *sagus farinaria*, de la famille des palmiers, qui croît dans plusieurs îles. Quand les feuilles de l'arbre se recouvrent d'une efflorescence farineuse, on l'abat, on coupe sa

tige par tronçons, on en sépare la moelle, qui est ensuite écrasée dans l'eau ; on fait sécher la fécule qui est alors blanche et pulvérulente. Pour donner au sagou la forme qu'on lui connaît, les Moluquois le font passer à travers une platine perforée, puis le dessèchent sur des plaques chauffées. Tel que le commerce le livre, il se présente sous forme de grains arrondis, d'un gris rougeâtre, durs, élastiques, sans odeur, d'une saveur fade, douceâtre ; il est insoluble dans l'eau froide ; il se gonfle dans l'eau bouillante, devient transparent sans changer de forme.

Remarque générale. — Si maintenant nous jetons un coup-d'œil sur les substances que nous venons d'étudier, nous voyons que le genre gomme et le genre ligneux présentent de remarquables rapprochements lorsqu'on compare les espèces : ainsi la *cellulose* correspond, par sa complète insolubilité, à l'*acide pectique* ; l'*amidon*, par la faculté qu'il possède de se transformer en produits divers, à la *pectine* ; et enfin l'*arabine* correspond positivement avec la *dextrine*.

SUCRES. — On donne le nom de sucre à des corps d'une saveur douce et sucrée, facilement solubles dans l'eau, et qui se transforment sous l'influence du ferment en acide carbonique et en alcool. Il existe dans les végétaux deux espèces principales de sucres : 1° celui de canne, 2° celui de raisin ou sucre mammelonné.

Les expériences de M. Pelouse ont prouvé que le sucre incristallisable n'existe pas naturellement dans les plantes, qu'il ne s'y forme que par l'altération du sucre cristallisable.

Les sucres sont assez nourrissants, mais ils ne peuvent long-temps suppléer à une nourriture azotée ; ils passent pour échauffants, mais c'est un préjugé.

SUCRE DE CANNE. — *Historique.* — Le sucre, cette matière d'un usage si généralement répandu, paraît avoir été méconnu en Europe jusqu'aux guerres d'Alexandre-le-

Grand ; on s'en servait alors presque uniquement en médecine. Son usage se répandit à l'époque des croisades par le commerce de Venise ; mais il n'est devenu d'un usage général que depuis la découverte de l'Amérique et les plantations de sucre dans ce pays.

Le sucre de canne a reçu ce nom parce qu'il se trouve en très grande quantité dans la canne à sucre (*saccharum officinarum*), qui en fournit la plus grande partie ; mais il est aussi contenu dans la sève de plusieurs érables et particulièrement de l'*acer saccharinum*, et dans les racines de betteraves (*beta vulgaris, var. altissima*).

Extraction du sucre de canne. — La canne à sucre se cultive en grand dans les contrées de l'Asie et de l'Amérique, situées dans le voisinage de l'équateur. Quand les cannes sont mûres, on les coupe par le pied et on en exprime le suc en les faisant passer entre trois cylindres de fonte, de telle sorte qu'elles passent d'abord entre le cylindre supérieur et celui du milieu, puis entre ce dernier et le cylindre inférieur. Le suc qui s'écoule est reçu dans des vases. Tous les sucs végétaux qui sont sucrés tendent à subir une décomposition particulière dès qu'on les met en contact avec l'air. Cette décomposition, connue sous le nom de *fermentation alcoolique* ou *vineuse*, commence d'autant plus promptement que la température de l'air ambiant est plus élevée. On s'empresse donc d'enlever le suc et on le mêle avec de l'hydrate de chaux dans une proportion variable ; ordinairement on compte une partie de chaux sur 800 parties de suc. On chauffe ensuite ce mélange dans une chaudière jusqu'à 60°. Le gluten et l'albumine se combinent avec la chaux et viennent nager à la surface où ils forment une masse cohérente. On soutire le liquide et on le concentre par l'ébullition en ayant soin d'enlever sans cesse l'écume qui se forme ; quand le liquide est arrivé au degré de consistance qu'on veut lui donner, on le verse dans un réservoir plat où on le laisse refroidir, et, avant

qu'il soit complétement refroidi, on le soutire dans des cuviers dont le fond est percé de trous qu'on tient bouchés. Après l'avoir laissé reposer pendant vingt-quatre heures, on l'agite fortement avec un mouveron afin d'accélérer la cristallisation du sucre, qui est terminée au bout de six heures. On débouche alors les trous et on laisse écouler le sirop non cristallisé qui donne, par l'évaporation, une nouvelle quantité de sucre. Le sucre qui a bien égoutté est grenu, jaunâtre, légèrement gluant; on le met sécher au soleil, on l'introduit dans des tonnes et on le verse dans le commerce. Dans cet état on l'appelle *cassonade, moscouade* ou *sucre brut.* Le sirop qui refuse de cristalliser est noir et visqueux; mais il jouit encore d'une saveur très sucrée. On lui donne le nom de *mélasse* et on s'en sert pour fabriquer du *rhum* en le faisant fermenter.

Extraction du sucre de betteraves.—Margraff avait extrait du sucre de plusieurs racines et particulièrement des betteraves. Ce fut Achard qui essaya de l'extraire en grand; mais cette industrie ne prit de l'impulsion que par le système continental, sous le ministère Chaptal. Les procédés d'extraction se sont singulièrement modifiés depuis. Il peut aujourd'hui supporter la concurrence du sucre de canne quoiqu'un impôt de plus de 6 millions frappe la production du sucre indigène. Nos départements du Nord possèdent plusieurs fabriques de sucre de betteraves très florissantes qui livrent au commerce plus de 35 millions de k. de sucre brut. Voici en résumé le mode de préparation du sucre de betteraves généralement suivi. On râpe la betterave; on la soumet à l'action énergique d'une presse hydraulique et on obtient de 68 à 73 p. 0/0 de suc. Il y a de ce côté un grand perfectionnement à attendre, puisque 100 grammes de pulpe, fortement exprimée et bien lavée et desséchée donnent 2 grammes de résidu. On défèque au moyen de la chaux; pour cela on le chauffe à 80°, et on mêle par litre avec 2 $\frac{1}{2}$ de chaux éteinte délayée dans 18

grammes d'eau. On remue le mélange et, quand il a atteint la température de 100°, on éteint le feu et on laisse la masse s'éclaircir. Cette proportion de chaux varie quelquefois. Lorsque les betteraves sont très saines et que la proportion de chaux est convenable, la défécation s'opère bien; le jus, parfaitement décoloré et limpide, se sépare facilement des dépôts et des écumes. On soutire le liquide limpide; on évapore le tout aussi rapidement que possible jusqu'à ce que la liqueur ait une densité de 1,035 à 1,04. On continue l'évaporation; on ajoute à la liqueur du charbon animal en grain bien calciné dans la proportion de 0,04 du poids du suc, et quand la liqueur est arrivée à une densité de 1,12 et 1,13, on la filtre à travers une étoffe de laine. On facilite, dans quelques établissements, la filtration en clarifiant au préalable le suc avec du sang de bœuf. On évapore ensuite le plus rapidement possible dans des chaudières évasées, ayant soin d'égaliser la chaleur afin que l'ébullition soit partout uniforme. Le sirop, suffisamment concentré, est versé dans un rafraîchissoir; et lorsqu'il ne marque plus qu'environ 40°, on le coule dans de grandes formes coniques, en terre, humectées, percées à leur sommet d'un trou qu'on tient bouché avec un tampon de linge. Au bout de quelques jours la cristallisation est terminée. On fait alors écouler le sirop incristallisable. En remplissant exactement toutes les conditions de détail indispensables, on obtient, selon M. Blanquet, 5 p. 0/0 de beau sucre, 2 $\frac{1}{2}$ de mélasse; mais si la betterave est plus ou moins altérée, si elle a accompli sa végétation dans un terrain fumé avec une proportion exagérée d'engrais, alors l'opération suit une marche très irrégulière; une mauvaise défécation ne laisse plus de certitude sur la bonne marche d'aucune des opérations suivantes, et, chose remarquable, l'action décolorante du noir est presque nulle. Les conditions capitales d'une bonne fabrication sont donc la conservation des racines et la réussite de la défécation, et

malheureusement ces conditions sont des problèmes à résoudre.

M. Pelouze a vu que, contrairement à l'opinion généralement admise, les betteraves ne contenaient point de sucre incristallisable, que ce dernier résultait toujours de la décomposition du sucre cristallisable pendant la fabrication. Il a ensuite déterminé les quantités de sucre contenues dans plusieurs variétés de betteraves. Il a conclu qu'elles devaient contenir ordinairement 0,10 de sucre cristallisable, et cependant on n'en obtient que 0,05 dans les plus heureuses opérations.

Raffinage du sucre de canne ou de betteraves. —Voici le procédé généralement suivi : on dissout le sucre tantôt dans l'eau de chaux, tantôt dans l'eau ordinaire, à l'aide de la chaleur; et, quand la dissolution est à 65°, on ajoute du charbon animal en poudre fine, provenant des fabriques de sel ammoniac, ou de la distillation sèche des os; on en emploie depuis 4 jusqu'à 14 pour 100 du poids du sucre. On chauffe le mélange jusqu'à l'ébullition, qu'on entretient pendant une heure; après quoi on filtre la liqueur bouillante à travers une étoffe de laine. Dès que la liqueur filtrée est refroidie jusqu'à 40°, on la mêle avec du blanc d'œuf bien délayé dans l'eau; le blanc de quarante œufs suffit pour 500 kilogr. de sucre. On chauffe de nouveau jusqu'à l'ébullition, puis on éteint le feu. Le blanc d'œuf se coagule et vient nager à la surface, d'où on l'enlève après avoir laissé reposer le liquide pendant trois quarts d'heure. Le sirop ainsi clarifié est concentré par l'ébullition jusqu'à ce qu'il ait assez de consistance. On le verse ensuite dans les rafraîchissoirs, puis dans les formes.

Au lieu de blanc d'œuf on emploie généralement dans les grandes villes le sang de bœuf; quelquefois, au lieu d'ajouter du noir animal, on filtre le sirop bouillant sur des filtres montés avec du noir animal granulé. On chauffe généralement au moyen de la vapeur; on peut par ce moyen

beaucoup mieux diriger l'emploi de la chaleur, et, à l'aide de robinets, l'arrêter ou la modérer à propos. Pour évaporer le sirop, Howard, considérant les inconvénients de la chaleur qui s'élève à 110° et qui rend une partie du sucre incristallisable, a proposé de l'évaporer dans le vide, et cette pratique fournit les plus heureux résultats.

Propriétés. — Le sucre de canne cristallise en prismes obliques à quatre pans, terminés par deux facettes; sa densité est de 1,605; il est phosphorescent par le frottement dans l'obscurité. Chauffé jusqu'à se fondre, il ne diminue pas de poids; cependant il retient de l'eau combinée. Cette eau s'élève à 5,33 p. 100; elle abandonne le sucre lorsqu'il s'unit à l'oxide de plomb. A la distillation sèche, le sucre donne de l'eau acide mêlée d'huile empyreumatique et un mélange de 3 parties de gaz carbure d'hydrogène, de gaz hydrogène et oxide de carbone, avec 1 p. d'acide carbonique. Le sucre se dissout en toute proportion dans l'eau; la dissolution d'une partie de sucre dans 1/2 p. d'eau constitue le *sirop simple.* L'alcool le dissout d'autant plus difficilement qu'il contient moins d'eau; la dissolution saturée au point d'ébullition cristallise par le refroidissement de l'alcool; il n'exige que 4 p. d'alcool à 0,83 pour se dissoudre à l'aide de l'ébullition. Le sucre à la température ordinaire est inaltérable à l'air, même à l'état dissous, quand il est pur; mais, quand on le chauffe pendant long-temps en dissolution aqueuse concentrée, il éprouve de très remarquables modifications. MM. Pelouse et Malagutti ont annoncé que, par une longue ébullition, il se transformait en sucre mammelonné. M. Soubeiran, en étudiant l'action d'une dissolution de sucre sur la lumière polarisée, a fait plusieurs remarques importantes. Il résulte de ses expériences qu'une solution de sucre de canne, échauffée à l'abri de l'air et soumise à la seule influence de la chaleur, éprouve des changements qui se succèdent avec régularité: 1° le pouvoir de rotation vers la droite,

propre au sucre de canne, diminue de plus en plus et finit par devenir nul ; 2° à partir de ce point, le sens de rotation du sirop marche vers la gauche, et atteint un maximum qui, dans l'expérience où il s'est montré le plus fort, s'est trouvé de — 24° pour le rayon jaune moyen, et pour une longueur de 100 millimètres ; 3° la déviation à gauche baisse à son tour, et le pouvoir de rotation devient encore une fois nul ; 4° le sirop prend encore une fois une rotation en sens inverse ; il marche de plus en plus vers la droite ; 5° ces changements sont d'autant plus prompts que le sirop est plus concentré et que la température est plus élevée.

Si l'on s'en tient aux probabilités, le sucre a pris un pouvoir de rotation à gauche en se transformant en sucre incristallisable ; de là la diminution successive observée dans la rotation à droite, et enfin le passage et l'accroissement en sens inverse. Mais ce sucre incristallisable se modifie à son tour d'une manière encore inconnue, et de là surviennent l'abaissement dans le pouvoir de rotation vers la gauche et le retour vers la droite, qui se font apercevoir dans la dernière partie de l'opération.

L'acide nitrique concentré convertit le sucre en acide oxalique ; mais, s'il est très étendu, son action n'est pas moins intéressante. J'ai vu que 1/200 d'acide nitrique, bouilli quelques minutes avec du sirop de sucre, le rendait incristallisable ; on peut même n'en mettre que 1/1000, et le sucre perd encore la faculté de cristalliser si l'ébullition est prolongée quelque temps. Je ne doute pas que cette cause ne soit une des plus puissantes parmi celles qui donnent naissance au sucre dit *incristallisable*, et particulièrement dans la betterave.

Les autres acides font éprouver au sucre de canne un autre genre d'altération non moins remarquable ; quand ils sont très étendus, à 1/200, et qu'on les fait bouillir quelques minutes avec le sirop de sucre, il est converti

en sucre très voisin du *glucose*, mais qui en diffère cependant par des caractères assez importants pour que je lui aie donné le nom de *saccharo-glucose*. M. Berzélius dit qu'avec l'acide sulfurique il se forme de l'acide hyposulfurique ; mais je n'ai jamais observé la production de cet acide. Si on augmente la quantité d'acide, et la proportion n'a pas besoin d'être très considérable, la solution noircit promptement, il se dépose une matière charbonneuse. Cet effet se produit même avec les acides végétaux ; le malique et le tartrique ont une action assez faible, mais l'oxalique se rapproche, sous ce rapport, des acides inorganiques.

Par l'action de tous les acides très étendus, le sucre de canne cristallisable se change, 1° par une action faible, en un sucre incristallisable qui a une saveur au moins aussi douce que le sucre cristallisé, que le noir animal décolore complétement, que l'alcool dissout facilement, qui peut se convertir en saccharo-glucose ; 2° par une action un peu plus prolongée on obtient du saccharo-glucose qui cristallise, qui jouit d'une saveur beaucoup moins sucrée ; que le noir animal décolore complétement, et que l'alcool dissout beaucoup moins facilement que le sucre liquide ; 3° par une action plus continue, le saccharo-glucose se transforme en un nouveau sucre incristallisable brun, que le noir animal décolore avec peine, qui a une saveur plus sucrée que le saccharo-glucose, mais en même temps amère, et qui se dissout très bien dans l'alcool ; 4° enfin, par une action continue, ou par un acide plus concentré, le sucre se convertit en *acide ulmique*.

M. le professeur Pelletan, qui a enrichi la fabrication du sucre indigène de tant de découvertes importantes, est arrivé aux mêmes résultats dans ses observations sur les opérations en grand, et il a inventé un appareil nommé *koniomètre*, au moyen duquel on peut établir une neutralité parfaite dans les sucs de betterave, et éviter ainsi

pendant la fabrication la formation du sucre incristallisable.

La chaux se dissout dans une solution de sucre en beaucoup plus grande proportion que dans l'eau, mais elle ne l'altère point ni à froid ni à chaud. Après sa saturation, le sucre peut cristalliser. Le sucre ne se combine avec aucun sel métallique ; il possède la propriété remarquable de dissoudre le carbonate et le sous-acétate de cuivre, et de donner ainsi naissance à un liquide vert d'où l'oxide de cuivre n'est pas précipité par les alcalis.

Sucre de raisin. — *Sucre de fécule, glucose.* — On connaît sous ces noms le sucre des fruits qui cristallise en forme de choux-fleurs, le sucre résultant de la transformation du ligneux, de l'amidon ou du sucre de canne sous l'influence de l'acide sulfurique, le sucre de diabète, la partie cristallisable du miel. Le sucre de raisin se rencontre dans plusieurs familles, dans un grand nombre de fruits.

Extraction du sucre de raisin. — Du temps du système continental un grand nombre de chimistes s'attachèrent à l'obtenir avec facilité. Ce fut Proust qui fit à cet égard les meilleurs travaux. Le jus de raisin contient, dans les années favorables, 30 à 40 p. 100 de substances solides, qui consistent principalement en sucre, et ne contiennent que peu d'albumine, de tartre, de gomme et de matière extractive. Comme il est acide, on commence par le neutraliser au moyen de la pierre à chaux en poudre fine; quand le jus neutralisé s'est éclairci, on le soutire, on le mêle avec du blanc d'œuf, on le fait bouillir, et on l'écume. Dès que la liqueur bouillante a une densité de 1,32, on la laisse refroidir. Au bout de quelques jours le sucre cristallise en masses grenues que l'on laisse égoutter et que l'on exprime. La liqueur fournit par évaporation une nouvelle quantité de sucre. Sur 3 parties de sucre cristallisable le jus de raisin fournit une partie de sirop, qu'il est impossible de faire

cristalliser. Pour blanchir ce sucre on le clarifie avec du charbon animal.

Préparation du sucre qu'on obtient en traitant des matières végétales par l'acide sulfurique. Sucre d'amidon. — C'est une des plus remarquables opérations de la chimie organique. Changer, transformer de l'amidon, du bois, matière insipide, en sucre, et cela poids pour poids à peu près, voilà une découverte à jamais mémorable de la chimie moderne; on la doit à un chimiste russe nommé Kirkoff; elle a été faite en 1812. On fait un mélange d'acide sulfurique et d'eau; on délaie dans cette eau acide 1/4 de son poids d'amidon de froment ou de pomme de terre, et on fait bouillir le tout, en remplaçant l'eau à mesure qu'elle s'évapore, jusqu'à ce qu'une portion de la liqueur, mêlée avec deux fois son volume d'alcool, ne soit plus précipitée. Le temps qu'exige cette opération varie en raison de la quantité d'acide; avec un mélange de 100 parties d'eau et d'une partie d'acide, il faut 36 à 40 heures; mais il ne faut que 20 heures lorsqu'on emploie 2 1/2 d'acide pour 100 d'eau, et 7 à 8 heures suffisent quand l'eau contient 1/10 d'acide. Cette dernière proportion paraît être la plus avantageuse lorsqu'on n'opère pas sur de grandes quantités à la fois; dans le cas contraire, il vaut mieux employer 1 pour 100 d'acide et faire bouillir plus longtemps. L'opération ne peut être exécutée dans des chaudières de cuivre; il est préférable de se servir de vases de bois, dans lesquels on fait arriver de la vapeur d'eau. Dès que l'alcool ne précipite plus une portion du liquide soumis à cette épreuve, on cesse de chauffer et on sature l'acide libre par de la pierre à chaux en poudre; on filtre, on évapore la liqueur filtrée jusqu'à consistance de sirop peu épais, et on l'abandonne à elle-même pour qu'elle cristallise. Au bout de trois jours elle est ordinairement solidifiée et se présente alors sous forme d'une masse jaune, grenue, cristalline, qui ne retient point d'eau-mère. Si l'on traite

le sirop, avant de le concentrer, par une quantité de charbon animal équivalente à 3 ou 4 p. 100 du poids l'amidon, le sucre qui cristallise est parfaitement blanc. A la vérité, la masse grenue, jaune, prend un aspect blanc par la réduction en poudre; mais sa dissolution conserve toujours une teinte jaune brunâtre.

Pendant la transformation de l'amidon en sucre, il n'y a ni absorption ni dégagement de gaz, et le résultat est le même qu'on opère en vase clos ou au contact de l'air; l'acide n'est pas décomposé et sature après l'opération la même quantité de base qu'auparavant. Ce dernier fait n'est pas certain.

Cette opération est une des transformations les plus intéressantes de la chimie organique; il est évident que c'est l'amidon et l'eau qui fournissent seulement les éléments du sucre. Plusieurs chimistes se sont occupés de la théorie de cette transformation remarquable. Th. Saussure, qui a analysé tous les produits qui se formaient, pensait que la conversion s'effectuait par une simple fixation de l'eau; en effet, les éléments de l'eau, plus de l'amidon, représentent, à très peu de choses près, les éléments du sucre. Il a observé que 100 d'amidon donnaient 110 de sucre; mais ce dernier tient encore de l'eau combinée. J'ai vu, contrairement à l'opinion de Saussure, que la transformation ne consistait pas en une simple fixation d'eau; l'opération est beaucoup plus complexe. Quand on fait bouillir de l'eau acidulée avec de l'acide sulfurique, avec de la gelée d'amidon, le premier effet consiste dans la liquéfaction du produit, comme lorsqu'on emploie l'orge germée; les téguments, s'élevant au plus à quelques centièmes, ne sont pas dissous, l'amidon intérieur est converti en *dextrine;* mais si l'on sature et qu'on évapore, et qu'on reprenne par l'eau le produit de l'évaporation, une grande partie de l'amidon restera indissous; si au contraire, en employant 10 p. 100 d'acide, on continue l'ébullition des liqueurs pendant deux

heures, alors tout l'amidon passera à l'état *soluble permanent*; si à cette époque on sature avec de la chaux, de la baryte ou du carbonate de plomb, il ne restera point dans les liqueurs de sel correspondant à l'hyposulfate ou au végétosulfate de M. Braconnot. Si on continue l'ébullition pendant cinq ou six heures, on observe un phénomène qui n'a point été remarqué par mes devanciers; c'est que la liqueur prend toujours une teinte légèrement ambrée, d'incolore qu'elle était; c'est un signe certain que la transformation saccharine s'opère. J'avais pensé d'abord que cette coloration, que j'observais constamment, était due à l'augmentation de chaleur sur les bords et à la carbonisation du produit; mais en opérant au bain-marie, à une température constante de 100°, dans des vases bien remplis, j'ai toujours observé ce phénomène de coloration à l'époque de la transformation. Si on sature les liqueurs à cette époque avec de la chaux, de la baryte ou du plomb, il restera dans la liqueur de l'hyposulfate ou du végétosulfate; cet effet est constant. Ainsi la transformation est loin d'être aussi simple qu'on le pensait: 1° formation de cette matière brune; 2° production d'acide végétosulfurique; voilà deux conditions indispensables de la transformation que Saussure n'a point notées.

Préparation du sucre de ligneux. —M. Braconnot a découvert que plusieurs substances végétales du genre que l'on désigne par le nom commun de *ligneux,* telles que la sciure de bois, la paille, les chiffons de linge, les écorces d'arbres en poudre, possèdent en commun la propriété de se transformer d'abord en dextrine, puis en sucre. Mais pour cela il est nécessaire de mêler ces corps avec de l'acide sulfurique concentré et de laisser reposer le mélange. Il se produit de la *dextrine*, et l'acide sulfurique subit un changement partiel, d'où résulte un acide nommé *acide végétosulfurique*, sans qu'il y ait dégagement simultané d'acide carbonique ou d'un autre gaz; en étendant d'eau la masse et la faisant bouillir, il se

forme du sucre. M. Braconnot prescrit de préparer ce sucre de la manière suivante : on coupe 12 parties de chiffons de linge en petits morceaux, et on les mêle dans un mortier, en remuant bien, avec 17 parties d'acide sulfurique concentré, que l'on n'ajoute que par très petites portions, pour que le mélange ne s'échauffe pas. Au bout d'un quart d'heure, lorsqu'on a ajouté la dernière portion d'acide, on a une masse homogène, visqueuse, peu colorée, que l'on étend d'eau, et que l'on fait bouillir pendant dix heures; après quoi on neutralise l'acide par le carbonate de chaux, on filtre la liqueur, et on l'évapore jusqu'à consistance de sirop clair, d'où le sucre cristallise, au bout de quelques jours, en une masse grenue que l'on exprime bien, que l'on redissout, que l'on fait bouillir avec du charbon en poudre, et que l'on évapore; on obtient alors du sucre pur et incolore.

Il paraît, d'après les expériences de M. Braconnot, qu'il se forme de l'acide végétosulfurique, et quand le ligneux est transformé en matière soluble, et quand il se transforme en sucre, il différerait par ce caractère de l'amidon; mais ces expériences demandent à être revues.

Extraction du sucre de miel. — Le miel est composé d'un sucre incristallisable dont la vraie nature n'est pas bien connue, mais qui très probablement n'est que du sucre de raisin rendu incristallisable par quelques matières étrangères. Pour extraire le sucre incristallisable, on traite le miel par l'alcool froid, qui laisse le sucre cristallisable; on dissout ce dernier dans l'alcool bouillant, et il se dépose à l'état cristallin par le refroidissement.

Sucre de diabète. — On connaît, sous le nom de *diabète* ou de *glucosurie*, une affection très grave qui s'accompagne d'une faim dévorante, d'une soif inextinguible, dans laquelle un malade peut rendre, en vingt-quatre heures, plus de 12 litres d'urine, qui peuvent contenir plus de 1 kilog. de sucre de fécule (glucose). J'ai constamment observé chez

tous les diabétiques que j'ai vus, que la quantité du sucre contenu dans les urines était toujours en raison directe de la quantité de pain ou d'aliments féculents et sucrés qu'ils avaient pris dans les vingt-quatre heures. Si on diminue la quantité de ces aliments sucrés ou féculents la proportion d'urine rendue, et de sucre contenu dans les urines, diminue en proportion concordante.

En supprimant presque complétement l'usage de ces aliments, les urines reviennent peu à peu à leur quantité et à leur composition normales.

La soif des diabétiques est en raison directe des aliments sucrés ou féculents qu'ils prennent. J'ai observé que pour une quantité d'aliments représentant un demi-kilogramme de fécule, ils boivent ordinairement 3 kil. 500 gram. d'eau environ, et rendent à peu près 4 kil. d'urine. Si on diminue ou supprime les aliments sucrés ou féculents, la soif suit immédiatement une marche rétrograde parfaitement comparable.

La soif ardente dont sont tourmentés les malades diabétiques trouve une explication tout-à-fait satisfaisante dans les faits que nous connaissons sur l'action de la diastase sur l'amidon. Pour que la transformation de l'amidon en sucre soit complète, il faut que la fécule soit dissoute dans sept fois environ son poids d'eau. Eh bien! un phénomène semblable s'observe chez les diabétiques : pour que la transformation d'amidon en sucre, qui est une nécessité forcée de leur état, puisse s'effectuer, il faut sept parties d'eau; et tant qu'ils ne l'ont pas ingérée, ils sont tourmentés d'une soif à laquelle il leur est impossible de résister.

Propriétés. — Le sucre de raisin est ordinairement sous forme de petites masses demi-globulaires ou mamelonnées, qui sont composées de petites aiguilles, ou plus rarement de lames entrecroisées, et montrent des parties de rhombes saillantes. Le sucre de raisin en poudre, mis sur la langue, a une saveur à la fois piquante et farineuse qui se trans-

forme en une saveur faiblement sucrée et en même temps mucilagineuse dès qu'il commence à se dissoudre. Il en faut 2 fois 1/2 autant que de sucre de canne pour donner à un certain volume d'eau la même douceur. Ce sucre contient beaucoup plus d'eau que le sucre de canne. Il entre en fusion à 65°, et non pas à 100° ou un peu au-dessus, comme on le dit partout; il perd alors 8 p. 100 de son poids. Le sucre fondu forme une masse jaunâtre, transparente, qui attire d'abord l'eau atmosphérique et se liquéfie, puis se prend en une masse cristalline grenue. A la distillation sèche il donne les mêmes produits que le sucre de canne Le sucre de raisin se dissout moins bien dans l'eau que le sucre de canne. Il exige pour sa dissolution 1 fois 1|3 de son poids d'eau froide et reste long-temps sans se dissoudre, même quand on le remue; c'est pour cette raison qu'on ne peut pas s'en servir pour saupoudrer les aliments. Il se dissout plus promptement, et en toutes proportions, dans l'eau bouillante; mais le sirop n'atteint jamais le même degré de consistance que le sirop de sucre de canne, et il n'est pas aussi filant. La dissolution a une saveur plus douce que celle du sucre, et c'est sous forme de sirop assez étendu pour ne pas cristalliser qu'il est plus avantageux d'employer ce sucre. La solution aqueuse du sucre de raisin ne s'altère pas seule; mais lorsqu'on y ajoute du ferment, le sucre entre en fermentation vineuse, qui n'est achevée qu'après un long espace de temps. Il est beaucoup moins soluble dans l'alcool que le sucre de canne; la dissolution, saturée bouillante, cristallise, pendant le refroidissement, en cristaux irréguliers qui paraissent retenir de l'alcool combiné; car on a trouvé que des croûtes cristallines de ce sucre, qui provenaient d'une dissolution alcoolique, et que l'on avait conservées pendant plus de seize ans, avaient encore une saveur alcoolique très prononcée.

Les acides agissent sur le sucre de raisin d'une manière toute différente que sur le sucre de canne; 1/10 d'acide sul-

furique, qui charbonne une dissolution de sucre de canne, n'a pas la moindre action sur le sucre de raisin; 1/100 d'acide nitrique, qui rend incristallisable le sucre de canne, n'empêche nullement le sucre de raisin de cristalliser. Pour que le sucre de raisin soit détruit par les acides, il faut qu'ils soient concentrés et bouillants. Avec une dissolution concentrée d'acide arsénique, une solution de sucre de raisin devient d'abord rouge, puis brune.

Le sucre de raisin a moins d'affinité pour les bases que le sucre de canne; cependant il peut se combiner avec elles en perdant sa saveur sucrée; mais il présente avec elles une propriété très caractéristique. Si on met une dissolution de sucre de raisin avec de la chaux, cette base se combine avec le sucre sans le colorer; mais si on élève la température à 56°, la dissolution de sucre se colore peu à peu et se convertit en une matière brune, amère, incristallisable.

Ainsi, nous voyons dans les deux sucres deux propriétés antagonistes fort remarquables : le sucre de canne est détruit par son ébullition avec les acides et ne l'est pas par les bases. Le sucre de raisin, au contraire, est détruit par son ébullition avec les bases et ne l'est point avec les acides. Malgré cette différence remarquable ces deux principes ne peuvent être séparés. Le sucre de canne est, en effet, transformé en sucre mamelonné par des forces extrêmement faibles; l'ébullition, 1/100 d'acide transforme le sucre de canne en sucre de raisin, et dans ce cas il n'y a pas, comme dans la transformation de l'amidon ou du ligneux en sucre, formation d'acide végéto-sulfurique; l'acide ne perd aucunement ses propriétés saturantes, il n'est altéré en aucune manière; il ne cède rien au sucre; il n'y a que fixation des éléments de l'eau.

Une des propriétés les plus remarquables du sucre de raisin, c'est que, chauffé en solution avec du sucre de canne cristallisable, ils se convertissent d'abord en sucre

incristallisable, puis, par une action plus prolongée, les deux sucres sont transformés en sucre de raisin cristallisable.

Le sucre de raisin est composé, comme nous l'avons dit, de 12 atomes de carbone (36,80), 28 atomes d'hydrogène (7,01), 14 atomes d'oxigène (56,19).

FIXATION DE L'HYDROGÈNE ET DE L'OXIGÈNE. — Il est indubitable que les plantes assimilent de l'hydrogène et de l'oxigène tantôt à l'état d'eau, tantôt dans des proportions diverses. C'est particulièrement dans la production de plusieurs acides organiques que cette fixation d'oxigène est manifeste. Pour établir celle de l'hydrogène, voici les arguments sur lesquels M. Dumas s'appuie. Cette assimilation ressort clairement de la production des huiles grasses ou volatiles si fréquentes dans certaines parties des plantes et toujours si riches en hydrogène. Celui-ci ne peut venir que de l'eau, car la plante ne reçoit pas d'autre produit hydrogéné que l'eau elle-même.

Ces corps hydrogénés, auxquels donne naissance la fixation de l'hydrogène emprunté à l'eau, sont employés par les plantes à des usages accessoires. Ils constituent en effet les huiles volatiles qui servent de défense contre les ravages des insectes; des huiles grasses ou des graisses dont la graine s'entoure et qui servent à développer de la chaleur en se brûlant au moment de la germination; des cires dont les feuilles ou les fruits se revêtent pour devenir imperméables à l'eau.

FIXATION DE L'AZOTE. — L'assimilation de l'azote par les plantes est un fait incontestable, mais comment s'opère cette fixation? Voilà, certes, pour moi un des problèmes les plus difficiles à résoudre dans l'état actuel de la science. On admet généralement aujourd'hui que l'azote n'arrive dans la plante et ne s'y utilise que sous forme d'ammoniaque ou d'acide azotique, mais ce principe est loin d'être prouvé pour moi. On admet, d'après M. Bous-

singault, que certaines plantes, comme les topinambours, empruntent à l'air une grande quantité d'azote; que d'autres, comme le froment, ont, au contraire, besoin de tirer tout leur azote des engrais. Cette distinction, si elle est réelle, serait précieuse pour l'agriculture, car il faut évidemment, dans toute culture, commencer par produire les végétaux qui s'assimilent l'azote de l'air, élever à leur aide les bestiaux qui fourniront des engrais et tirer parti de ces derniers pour la culture de certaines plantes qui ne savent prendre l'azote que dans les engrais eux-mêmes.

L'un des plus beaux problèmes de l'agriculture résiderait alors dans l'art de se procurer de l'azote à bon marché. Pour le carbone, il n'y a pas à s'en inquiéter, la nature y a pourvu; l'air et l'eau pluviale y suffisent. Mais l'azote de l'air, celui que l'eau dissout et entraîne, les sels ammoniacaux que l'eau pluviale recèle elle-même ne sont pas toujours suffisants. Pour la plupart des plantes de culture importante, il faut encore entourer leurs racines d'un engrais azoté, source permanente d'ammoniaque ou d'acide azotique dont la plante s'empare à mesure de leur production. C'est là, comme on sait, une des grandes dépenses de l'agriculture, un de ses grands obstacles, car elle ne trouve que l'engrais qu'elle produit elle-même.

Examinons maintenant à quoi sert cet azote que les plantes absorbent et dont elles éprouvent un besoin impérieux à certaines phases de leur végétation. Les recherches de M. Payen nous l'apprennent en partie, car elles ont prouvé que tous les organes de la plante, sans exception, commencent par être formés d'une matière azotée analogue à la fibrine à laquelle viennent s'associer plus tard le tissu cellulaire, le tissu ligneux, le tissu amylacé lui-même. Cette matière azotée, véritable origine de toutes les parties de la plante, ne se détruit jamais; on la retrouve toujours, quelque abondante que soit la matière non azotée qui est venue s'interposer entre ses propres particules.

Cet azote fixé par les plantes sert donc à produire une substance fibrineuse concrète qui fait le rudiment de tous les organes du végétal. Il sert à produire en outre l'albumine liquide que les sucs coagulables de toutes les plantes recèlent, et le caséum ou caséine confondu avec l'albumine mais si facile à reconnaître dans beaucoup de plantes. »

ALBUMINE, CASÉINE, FIBRINE, GÉLATINE, GLUTINE. — Ces substances azotées existent ou dans les animaux ou dans les produits végétaux. Ils jouent un rôle très important chez les animaux en particulier, car aucune partie d'organe, aucun mobile d'une fonction vitale quelconque n'est exempte d'azote, l'animal ne renferme en fait de matières non azotées que l'eau et la graisse; ces deux corps sont sans activité proprement dite, ce ne sont que des médiateurs, des fonctions vitales. Nous allons décrire ces principes tels qu'ils se rencontrent dans le règne animal, puis nous les étudierons dans les plantes en prenant pour guide le nouveau travail de M. Liébig sur les aliments azotés du règne végétal.

Il est aujourd'hui bien démontré, comme l'avance M. Liébig, comme le professe M. Dumas que nous continuons de citer, que la fibrine, l'albumine, la caséine, existent toutes formées dans les plantes. Ces trois produits, identiques dans leur composition, ainsi que M. Vogel l'a prouvé depuis long-temps, identité qui vient d'être admise définitivement d'après un grand nombre d'analyses exécutées dans le laboratoire de M. Liébig, présentent une analogie singulière avec le ligneux, l'amidon et la dextrine. En effet, la fibrine est insoluble comme la matière ligneuse; l'albumine se coagule à chaud comme l'amidon ; la caséine est soluble comme la dextrine.

Ces matières azotées sont neutres d'ailleurs, aussi bien que les trois matières non azotées parallèles, et nous verrons qu'elles jouent, par leur abondance dans le règne ani-

mal, le même rôle que ces dernières nous ont offert dans le règne végétal.

En outre, de même qu'il suffit, pour former les matières non azotées neutres, d'unir le carbone à l'eau ou à ses éléments, de même pour former ces matières azotées neutres, il suffit d'unir le carbone ou l'ammonium, ou de l'ammoniaque, aux éléments de l'eau. 48 molécules de carbone, 3 atomes d'ammonium, 3 atomes d'ammoniaque et 15 d'eau, constituent ou peuvent constituer la fibrine, l'albumine et la caséine.

Ainsi, dans les deux cas, des corps réduits, carbone ou ammonium, ajoutés à l'eau, suffisent pour former les matières qui nous occupent, et leur production rentre tout naturellement dans le cercle des réactions que la nature végétale semble surtout propre à produire.

Le rôle de l'azote dans les plantes est donc digne de la plus sérieuse attention, puisque c'est lui qui sert à former la fibrine qu'on retrouve comme rudiment dans tous les organes, puisque c'est lui qui sert à produire l'albumine et la caséine, si largement répandues dans tant de plantes, et que les animaux s'assimilent ou modifient pour leurs propres besoins.

C'est donc dans les plantes que réside le véritable laboratoire de la chimie organique ; le carbone, l'hydrogène, l'azote et l'eau sont donc les principes que les plantes élaborent ; la matière ligneuse, l'amidon, les gommes et les sucres d'une part, la fibrine, l'albumine, la caséine et le gluten de l'autre, sont donc les produits fondamentaux des deux règnes ; produits formés dans les plantes et dans les plantes seules, et transportés par la digestion dans les animaux. »

Albumine. — Dans le sérum du sang, dont la matière colorante et la fibrine ont été séparées à l'état de caillot, l'albumine est à l'état de dissolution à la faveur de la soude ; on peut cependant saturer exactement cet alcali au

moyen de l'acide acétique, sans que pour cela il y ait coagulation de l'albumine. Le blanc d'œuf est une dissolution aqueuse, assez concentrée, d'albumine, renfermée, comme l'humeur aqueuse de l'œil, dans les espaces celluleux d'une membrane extrêmement mince et facile à déchirer. Les cellules extérieures contiennent une albumine plus liquide que celle qui touche au jaune. La totalité du blanc renferme 12 à 13,8 pour 100 d'albumine. A 75°, il se prend en une masse solide, cohérente, blanche, qui cependant contient environ 85 pour 100 d'eau. L'albumine contient en outre de la soude, un peu de chlorure sodique, des traces d'une substance extractiforme soluble dans l'alcool, et une petite quantité d'une matière insoluble dans l'alcool, mais soluble dans l'eau, consistant principalement en albumine retenue dans la dissolution par la soude, qui s'est convertie peu à peu en carbonate de soude. Les alcalis s'opposent à la coagulation de l'albumine par le feu.

Fibrine. — La fibrine forme la partie principale du caillot du sang ; elle forme la base de la chaire musculaire ; on la trouve dans le chyle. Ordinairement on l'obtient en battant le sang au sortir de la veine avec une poignée de bouleau ; elle s'y attache sous forme de filaments rougeâtres, qu'on décolore en les lavant avec de l'eau, laissant macérer avec ce liquide; mais il est toujours nécessaire de la priver de graisse en la traitant par l'éther.

Ainsi obtenue, elle est blanche, flexible, légèrement élastique, insipide, inodore ; elle contient 4/5 d'eau qui lui communique sa blancheur ; car, exposée à l'air, elle devient demi-transparente, jaunâtre, cassante. Elle donne par la distillation beaucoup de carbonate d'ammoniaque et un charbon volumineux, difficile à incinérer, laissant un résidu qui contient beaucoup de phosphate de chaux et de magnésie, des carbonates de chaux et de soude, des traces de silice et de fer. Avant la combustion, les principes constituants de la cendre ne peuvent être extraits par les aci-

des ; ils semblent par conséquent avoir appartenu à la composition chimique de la fibrine. Elle est insoluble, tant dans l'eau froide que dans l'eau bouillante ; mais, par l'ébullition dans l'eau, elle se contracte, durcit, devient friable, et perd la propriété de se dissoudre dans les acides ou les alcalis; le liquide devient trouble, et contient une nouvelle substance qui s'est formée aux dépens de la fibrine, qui n'est point de la gélatine, qui donne au bouillon sa saveur agréable, qui, évaporée, peut se dissoudre dans l'eau, et qui n'est point sans quelque analogie avec le principe que l'eau froide extrait de la chair musculaire, qu'on obtient par l'évaporation à l'état de masse extractiforme mélangée avec des chlorures, et qu'on connaît sous le nom d'*osmazone*, qui a été long-temps vantée comme le principe essentiellement nutritif de la viande.

Caséum ou *caséine.* — Il existe dans le lait une matière particulière qui présente la plus grande analogie avec l'albumine ou la fibrine qu'on a nommée caséum, parce qu'elle forme la majeure partie du fromage. Pour l'extraire du lait, il faut abandonner le lait à lui-même, l'écrémer, laver le caillé à grande eau, puis avec de l'alcool et de l'éther.

La matière ainsi obtenue est le caséum à l'état insoluble; à l'état de dissolution il diffère de l'abumine en ce qu'il n'est point coagulé par l'ébullition, mais il forme de même que l'albumine des combinaisons insolubles avec les acides, et il se comporte de même avec les alcalis et les sels; nous devons nous contenter d'exposer les différences. Il se coagule aussi, mais d'une manière toute spéciale, sous l'influence de la *présure* ou matière contenue dans l'estomac des jeunes veaux. On pensait que cette coagulation était occasionnée par l'acide lactique des sucs gastriques, mais il est bien prouvé que c'est par une action toute spéciale que s'opère la coagulation du caséum sous cette influence. Cette action organique présente la plus grande analogie

avec l'action des ferments, l'action de la gélatine végétale sur l'eau de sucre, l'action de l'orge germée sur la colle de fécule.

Des fromages. — Le caséum, séché à l'état de coagulation mêlé avec des proportions variables de beurre, constitue *les fromages;* là le caséum, étant en partie privé d'eau par la pression, subit divers changements, et suivant qu'il est altéré de telle ou telle matière il constitue les variétés si nombreuses de fromages. La marche de ces transformations est réglée par une température appropriée et par l'addition de proportions variables de sel marin.

GÉLATINE ANIMALE. — On ne trouve point la gélatine dans les liquides des animaux, mais toutes les parties molles contiennent une matière qui peut se transformer en gélatine. Les muscles, les aponévroses, les cartilages, les ligaments, les peaux, etc., en fournissent des quantités variables; les os, les cornes du cerf, *cervus elaphus*, en contiennent la moitié de leur poids. La partie intérieure des vessies natatoires de l'esturgeon (*acipenser huso*), poisson très grand de l'ordre des sturoniens, classe des chondroptérigiens, est formée de matières propres à se convertir en gélatine pour ainsi dire pure; on les connaît sous le nom de *colle de poisson.*

Voici comme on prépare la gélatine dans le commerce. On prend les rognures de peaux ou les sabots de divers animaux; on les fait bouillir dans une grande quantité d'eau, en ayant soin d'enlever l'écume, dont on favorise la formation par l'addition d'un peu de chaux ou d'alun. On passe les liqueurs à travers un filtre à claire-voie et on les laisse reposer, après quoi on les décante, on écume de nouveau; on concentre fortement; on décante dans des moules découverts où elle se solidifie en plaques molles; on les coupe en tablettes dont on achève la dessiccation en les exposant sur des cordes dans un endroit chaud et très aéré. On extrait aussi la gélatine des os; il est alors né-

cessaire de leur faire subir une opération préliminaire qui consiste à les priver de leurs sels calcaires au moyen de l'acide hydrochlorique qu'on renouvelle convenablement; ils deviennent alors souples et flexibles, et on les convertit en gélatine par l'ébullition et en procédant comme il a été dit pour les peaux. Les colles ainsi obtenues sont loin de constituer la gélatine pure; elles contiennent plusieurs matières étrangères. Pour avoir de la gélatine pure, il faut employer les vessies natatoires de l'esturgeon, et ne point dépasser la chaleur de 100°. Il paraît certain que la gélatine n'existe pas toute formée dans la peau des animaux, et que l'action de l'eau bouillante effectue cette transformation, qui n'est point sans analogie avec la transformation de l'amidon en amidon soluble sous l'influence des acides; ce changement a lieu sans dégagement de gaz.

A l'état de pureté, la gélatine est incolore, transparente, dure et d'une grande cohérence, qui varie en raison des tissus qui l'ont fournie. Elle est sans odeur ni saveur sensible. Lorsqu'on la chauffe, elle se ramollit en répandant une odeur particulière; à la distillation sèche, elle donne beaucoup d'ammoniaque. Elle se ramollit dans l'eau froide, s'y gonfle et s'y dissout, à l'aide d'une douce chaleur, en un liquide limpide, qui se prend en gelée par le refroidissement; 1/100 de gélatine suffit pour produire cet effet. Lorsqu'on fait bouillir à plusieurs reprises une dissolution de gélatine, elle perd la propriété de se prendre en gelée. Exposée à l'état de gelée à l'air libre, à une température de + 15°, elle devient acide, puis ammoniacale. La gélatine n'est pas sensiblement soluble dans l'alcool; elle est insoluble dans l'éther et dans les huiles. Elle s'unit au chlore avec une grande avidité. Les acides lui font subir une altération remarquable. Avec l'acide sulfurique, il se forme de la leucine, du sucre de gélatine, etc. L'acide nitrique la convertit en acides malique, oxalique, puis en tannin. L'acide acétique concentré rend la colle ramollie transpa-

rente, et la dissout ensuite, la dissolution ne se prend point en gelée, mais conserve la propriété de colle.

Les alcalis ne lui enlèvent pas la propriété de se prendre en gelée, mais troublent ses dissolutions en précipitant du phosphate calcique. Plusieurs sels se combinent avec la gélatine pour former des combinaisons solubles ou insolubles; elle dissout une certaine proportion de phosphate de chaux récemment précipité. Les sulfates d'alumine et de fer ne se combinent à l'état de précipité insoluble qu'autant qu'ils sont ramenés à l'état de sous-sels par une addition de potasse. Avec le chlorure mercurique, elle forme un précipité qui se dissout dans un excès de gélatine; mais quand on ajoute un excès de chlorure, la gélatine se précipite sous la forme d'un caillot blanc, cohérent, très élastique.

Parmi les matières organiques, on n'en connaît qu'une seule qui se combine avec la gélatine; c'est le tannin, tant naturel qu'artificiel. Le tannin de la noix de galle donne avec la colle une combinaison si peu soluble, qu'une dissolution de 1 colle dans 5000 p. d'eau est sensiblement précipitée par une infusion de noix de galle. La combinaison est insoluble dans l'eau et dans l'alcool. D'après Davy, le tannin se combine avec la colle en plusieurs proportions définies; d'après Bostock, 100 parties de gélatine ne se combinent qu'avec 66,6 de tannin de chêne. Voici l'analyse de la gélatine par MM. Gay-Lussac et Thénard :

Azote, 16,988; — carbone, 47,881; — hydrogène, 7,914; — oxigène, 27,207.

Usages. — On emploie la gélatine à divers usages; dans les arts, pour coller le bois et le papier; on l'emploie dans la peinture en détrempe; on prépare avec elle le taffetas d'Angleterre; elle entre dans la composition du bouillon.

ALBUMINE, FIBRINE, CASÉINE VÉGÉTALES. — Si on compare la composition des aliments végétaux azotés avec les parties essentielles des animaux, on arrive à cette conclusion importante, que tous ces aliments sans distinc-

tion, présentent tantôt une composition parfaitement identique à celle de la fibrine, de l'albumine ou de la caséine animales, tantôt une composition qui, variant pour les proportions centésimales, se confond néanmoins avec celle de ces substances pour ce qui est de la proportion de carbone et d'azote. Cette similitude va encore plus loin, car les aliments végétaux présentent également les mêmes réactions que ces substances animales, de sorte que l'on peut dire que l'animal prépare son sang, sa chair, seulement quant à la forme, car il en trouve la substance toute formée dans les plantes.

Les animaux herbivores se nourrissent d'albumine, de de fibrine et de caséine végétales, substances qui possèdent absolument la même composition et la plupart des propriétés chimiques des matières essentielles de leur propre sang, de leur chair musculaire.

Albumine végétale. — Elle est dissoute dans les sucs des végétaux, ou bien on peut l'extraire au moyen de l'eau froide, des graines des céréales ou des semences oléagineuses. Ce qui la distingue principalement de la caséine végétale, c'est la propriété de se coaguler à chaud, et de ne pas être précipité par l'acide acétique. Lorsque ses solutions aqueuses sont bien étendues, elle ne se sépare point par l'ébullition; mais cette séparation s'effectue lorsqu'on réduit la liqueur par l'évaporation. Les graines oléagineuses renferment de la caséine et de l'albumine végétales en proportions diverses. Une émulsion concentrée de ces semences mêlée d'éther exempt d'alcool se sépare par le repos en deux couches, dont la supérieure renferme l'huile et la couche inférieure, qui est aqueuse, contient les principes de la graine soluble dans l'eau. Cette dernière couche se trouble par l'ébullition; il s'en sépare un coagulum blanc d'albumine végétale, tandis que la caséine végétale reste en dissolution dans le liquide chaud et en est précipité par l'acide acétique.

L'albumine végétale des amandes douces se distingue par son altérabilité et par la propriété d'effectuer la décomposition de l'amygdaline. Si l'on épuise par de l'eau froide des amandes privées de l'huile grasse au moyen de l'éther et de la presse, et que l'on ajoute de l'acide acétique à la solution aqueuse, il se précipite de la caséine, tandis que l'albumine végétale reste en dissolution. Cette dernière a reçu de la part de Robiquet un nom particulier. Lorsqu'on broie à l'aide d'une râpe des amandes mondées de leur enveloppe, qu'on les fait bouillir pendant quelque temps avec de l'eau, afin de dissoudre le sucre, la gomme et la plus grande partie de la caséine, et qu'on épuise le résidu par l'éther pour enlever toute l'huile grasse, il reste de l'albumine coagulée, qui se comporte avec les alcalis et les acides, comme le blanc d'œuf coagulé, et présente la même composition que ce corps. Les amandes douces laissent par la calcination un résidu de 3,17 pour cent, les cendres contenant beaucoup de carbonate de potasse, ainsi que du phosphate de magnésie et de chaux, avec des traces de fer et de phosphate alcalin. Or, ce sont les mêmes sels que l'on a trouvés dans le lait, et l'on ne saurait douter que la potasse ne s'y trouve, comme dans ce liquide, en combinaison avec l'albumine et la caséine.

La farine de blé renferme une quantité assez considérable d'albumine végétale, qui se dissout lorsqu'on la traite par l'eau froide. Par l'évaporation de cette solution, l'albumine s'en sépare à l'état coagulé. Les sucs végétaux de toute espèce fournissent, par l'ébullition, un coagulum d'albumine, tantôt blanc, tantôt gris ou vert, qui se trouve mélangé le plus souvent d'une résine verte appelée *chlorophylle*, ce que dénote déjà la couleur du précipité, ainsi que d'une matière grasse ou plutôt cireuse, cristallisable et incolore. Les sucs des carottes, des navets, des tiges vertes de pois, de diverses espèces de choux, et en géné-

ral de tous les légumes, se distinguent surtout par la forte proportion d'albumine qu'ils renferment.

Caséine végétale. — Voici, d'après M. Liébig, les moyens de préparer et les propriétés de la caséine végétale; elle est soluble dans l'eau froide ; sa solution ne se coagule pas par la chaleur ; les acides la précipitent, les précipités qu'ils y occasionnent sont solubles dans l'ammoniaque, et ne se dissolvent pas dans l'acide acétique étendu. La caséine végétale s'extrait des légumineuses (des pois, des lentilles, des fèves) de la manière suivante : on les délaie dans de l'eau tiède, et on les laisse se gonfler pendant quelques heures jusqu'à ce qu'elles soient assez molles pour pouvoir être broyées dans un mortier de porcelaine. On étend la bouillie de cinq ou six fois son volume d'eau, et on jette le tout sur un tamis fin ; il passe alors une dissolution de caséine mélangée d'amidon ; ensuite on abandonne à elle-même la liqueur trouble pendant une ou deux heures, jusqu'à ce qu'elle ait déposé la matière amylacée.

La caséine végétale est en dissolution dans le liquide décanté du dépôt d'amidon. Ce liquide est trouble comme du lait, et de couleur blanc-jaunâtre ; ce trouble provient en partie d'une matière grasse ou cireuse tenue en suspension, en partie d'une séparation progressive et continuelle de caséine végétale. Le liquide s'éclaircit par l'addition de quelques gouttes d'ammoniaque.

Les légumineuses, réduites en poudre fine et épuisées par l'eau froide, sont sans réaction sur les couleurs végétales ; mais, lorsqu'elles ont été en contact avec l'eau pendant quelques heures, elles acquièrent une réaction légèrement acide. L'acide qui se développe alors est cause du faible dépôt de caséine qui fait louchir la solution obtenue avec les légumineuses gonflées.

Cette solution, chauffée à l'ébullition, ne dépose aucun coagulum ; mais, par l'évaporation, elle produit à sa surface une pellicule qui se renouvelle aussi souvent qu'on

l'enlève, comme on l'observe pour le lait ; de même tous les acides sans exception la coagulent. Lorsqu'on y ajoute de l'acide acétique, elle s'épaissit en précipitant des flocons légers, insolubles dans un excès d'acide acétique : l'acide oxalique et l'acide tartrique coagulent également cette solution ; mais le coagulum se dissout dans un excès de ces acides. L'acide sulfurique et l'acide nitrique occasionnent un nouveau précipité dans les solutions acides.

Les précipités occasionnés par les acides dans la solution de la caséine végétale réagissent acides : ce sont ces combinaisons de caséine avec ces acides, combinaisons qui se comportent absolument comme les combinaisons correspondantes de la caséine du lait. L'alcool coagule également la solution de la caséine végétale, comme il le fait pour celle du lait.

Lorsqu'on abandonne à elle-même et à une température de 15 à 20° centigrades la solution de caséine végétale telle qu'on l'obtient avec les pois, les fèves ou les lentilles, elle se coagule au bout de 24 heures, et il se produit un précipité gélatineux entièrement semblable aux caillots du caséum ; ce précipité est surnagé par un liquide clair, jaune-verdâtre, et qui possède une réaction acide bien tranchée. On observe en même temps un léger développement de gaz. L'acide qui se forme ainsi est l'acide lactique ; il donne par l'évaporation avec l'oxide de zinc des cristaux de lactate de zinc très peu solubles.

Le coagulum est du lactate de caséine végétale ; il possède une réaction acide qu'on ne peut pas enlever par des lavages prolongés, ni à l'eau ni à l'alcool.

Les réactions que la caséine végétale présente avec les sels des terres et des métaux sont également identiques à celles de la caséine du lait. Ainsi, par exemple, une dissolution aqueuse de caséine animale pure ne précipite à froid, ni le sulfate de magnésie, ni l'acétate de chaux, ni d'autres sels calcaires ; mais, dès qu'on chauffe le mélange,

il y a coagulation : la caséine végétale présente les mêmes caractères.

La solution de caséine végétale donne, par le dessèchement et la calcination, des cendres parfaitement blanches et alcalines, renfermant une grande quantité de potasse, dont une partie est en combinaison avec l'acide phosphorique.

Les sels solubles dans l'eau, laissés par la caséine végétale, sont le phosphate de magnésie et de chaux, ainsi que le phosphate de fer; ce sont donc les mêmes que ceux que donne la caséine animale.

La caséine végétale se rencontre très souvent dans les plantes ; toutes les graines oléagineuses la contiennent en proportion fort considérable. En effet, une émulsion de ces graines ressemble extraordinairement au lait des animaux, seulement on y trouve en même temps plus d'albumine que dans ce liquide. L'émulsion végétale renferme de la matière grasse qui correspond au beurre ; elle contient en outre du sucre, de la caséine et de l'albumine : ces deux dernières combinées évidemment à un alcali. Par l'échauffement, l'albumine se coagule et se rend, avec la matière huileuse, à la surface du liquide ; celui-ci, séparé de la substance caillée, s'acidifie au bout de 24 heures, dépose un coagulum de caséum parfaitement blanc, et l'on trouve alors dans le liquide de l'acide lactique. On a abandonné à une chaleur tempérée, pendant quelques jours, du lactate de caséine végétale avec une solution de sucre de canne cristallisé et pur: ce dernier s'est complétement transformé en acide acétique, en acide lactique et en un corps semblable à la gomme arabique, absolument comme cela s'observe avec le caséum ordinaire du lait. La caséine des amandes douces donne, comme celle des graines des légumineuses, une grande quantité de sulfure de potassium, lorsqu'on la chauffe doucement et d'une manière continue avec une lessive de potasse ; les acides occasionnent alors dans sa dissolution

un précipité de protéine, et dégagent beaucoup d'hydrogène sulfuré.

Fibrine végétale. — M. Liébig a donné ce nom à un principe essentiel de la graine des céréales, et particulièrement du blé; il reste en combinaison avec un autre principe, le gluten. Lorsqu'on pétrit une pâte épaisse de farine de blé, en y faisant arriver un filet d'eau continu, l'albumine végétale et l'amidon sont entraînés par l'eau; dès que celle-ci n'est plus laiteuse, on obtient une masse gluante, très élastique et grisâtre, qui, comme l'indique du reste déjà le mode de préparation, est insoluble dans l'eau à froid et à chaud. Ce qui seul distingue la fibrine végétale d'avec l'albumine, c'est précisément l'insolubilité de la première dans l'eau : sous ce rapport et sous tous les autres, elle est parfaitement identique avec la fibrine du sang artériel.

La fibrine végétale reste à l'état de pureté, si on épuise à plusieurs reprises, par l'alcool bouillant, le gluten de la farine de blé, jusqu'à ce que le liquide ne laisse plus de résidu par l'évaporation : ce qui est dissous par l'alcool, c'est la glutine.

Épuisé par l'alcool, le gluten de la farine de blé a entièrement perdu sa viscosité; c'est alors de la fibrine végétale grisâtre, élastique, molle, non pétrissable, et renfermant encore des traces d'amidon et de matière tégumentaire de la semence.

Lorsqu'on chauffe de la farine avec de l'eau de manière à en faire une bouillie, qu'on y ajoute un peu d'acide dilué, et qu'on maintient le mélange à une température élevée, jusqu'à ce qu'il soit devenu fluide comme de l'eau, on voit alors la fibrine végétale nager dans le liquide à l'état de flocons gris et gonflés, qu'on lave après les avoir jetés sur un filtre, et qu'on dissout dans une lessive faible de potasse. La dissolution, neutralisée avec précaution, donne un précipité de gluten et de fibrine végétale,

substance que l'on sépare par de l'alcool bouillant.

Le corps que nous désignons, avec M. Liébig, sous le nom de *fibrine végétale* est le même que celui que M. Berzélius a appelé *albumine des céréales;* mais comme tous ces noms ne se rapportent qu'à des modifications d'un seul et même corps, et que le mot *albumine* s'applique particulièrement à une substance soluble dans certains liquides, et pouvant être coagulée par l'effet de la chaleur, M. Liébig pense qu'il ne convient pas d'appeler ainsi le principe entièrement insoluble de la graine des céréales. Ce principe se rapproche, par toutes ses propriétés, de la fibrine du sang; il donne une cendre ne renfermant aucun alcali soluble, tandis que tous les liquides, comme le sérum, renfermant de l'albumine en dissolution, donnent par la calcination une cendre fortement chargée de carbonate alcalin. L'absence ou la présence de cet alcali soluble est cause de l'état de solubilité ou d'insolubilité de ces corps, et c'est à lui qu'il faut attribuer la différence qu'on observe entre les caractères de l'albumine et ceux de la fibrine. C'est pour mettre un terme à cette confusion fâcheuse qui règne dans la nomenclature de ces principes azotés que M. Liébig a donné le nom de *fibrine végétale* à la modification insoluble.

Glutine végétale. — On a désigné sous ce nom la partie du gluten de farine de blé qui se dissout dans l'alcool. Après l'évaporation de l'alcool on lave le résidu avec de l'eau bouillante, et on obtient alors une masse jaunâtre très visqueuse et qui présente constamment une réaction acide.

Cette glutine végétale est une combinaison de caséine; elle se distingue de la fibrine végétale par sa solubilité dans l'alcool bouillant, et par la facilité avec laquelle elle se dissout déjà à la température ordinaire dans l'ammoniaque étendue. Si l'on fait bouillir la solution ammoniacale saturée et qu'on y verse goutte à goutte de l'acide acétique, il

se produit, avant même que la neutralisation ait lieu, un coagulum blanc et épais qui ressemble entièrement au fromage cuit ou au blanc d'œuf coagulé.

Si maintenant, avec M. Liébig, nous jetons un coup d'œil d'ensemble sur les principales substances que nous venons de décrire, nous voyons qu'à l'état naturel la fibrine, l'albumine et la caséine se distinguent essentiellement par leurs caractères extérieurs, et par la manière dont elles se comportent avec l'eau et la chaleur. La fibrine extraite du sang est entièrement insoluble dans l'eau froide; l'albumine du sang se mêle en toutes proportions avec l'eau; l'albumine des œufs est généralement soluble dans l'eau.

A l'état récent, la fibrine constitue des filaments tendres, élastiques, diaphanes, non gluants et qui ne se laissent pas pétrir. L'albumine se coagule dans les solutions chauffées à une certaine température et donne une masse blanche, tendre, élastique et non pétrissable; l'acide acétique ne la précipite pas de sa solution.

La caséine du lait, qui forme le principal aliment des jeunes animaux, se distingue également de la fibrine par sa solubilité dans l'eau. Ses solutions ne se coagulent pas par l'ébullition, mais elles donnent, lorsqu'on les évapore, des pellicules qui se forment à leur surface et qui se renouvellent à mesure qu'on les enlève. De plus, la caséine est précipitée par l'acide acétique à l'état de gros caillot.

La fibrine, l'albumine et la caséine se comportent de la même manière avec l'acide hydrochlorique concentré. Elles s'y dissolvent à chaud, et la solution, exposée pendant quelque temps à une température élevée, prend une belle couleur lilas qui devient bientôt d'un bleu violet. A cette époque de la décomposition, la solution de ces trois substances présente les mêmes réactions avec le carbonate d'ammoniaque et avec d'autres réactifs.

D'après les analyses qui ont été faites jusqu'à présent et

multipliées suffisamment pour ne laisser aucun doute sur le résultat général, la *fibrine*, l'*albumine* et la *caséine* présentent la même composition ; elles renferment la même proportion d'éléments organiques, groupés, à ce qu'il paraît, dans un ordre différent, ce qui explique la différence de leurs propriétés.

Lorsqu'on examine le gaz qui se forme par la combustion de ces trois corps avec l'oxide de cuivre, on remarque qu'il se compose d'un mélange d'azote et d'acide carbonique renfermant sensiblement, dans 8 volumes, 7 volumes d'acide carbonique et 1 volume d'azote, comme on l'a observé par l'analyse qualitative. La détermination de l'azote, d'après la méthode quantitative et d'après celle qui consiste à la doser à l'état d'ammoniaque, fait voir que le rapport de l'azote au carbone s'exprime par 1 : 8, c'est-à-dire que les substances en question renferment 1 équivalent d'azote pour 8 équivalents de carbone.

PRODUITS ANIMAUX. — Nous allons examiner rapidement comment les animaux assimilent les aliments qui sont tout préparés par les organes des végétaux, quelles transformations ils subissent. Nous allons dire quelques mots sur les liquides les plus importants de l'économie animale, le *sang*, la *bile*, l'*urine* et le *lait*.

Pour nous rendre compte des phénomènes de l'assimilation chez les animaux, nous ne pouvons prendre un meilleur guide que M. Dumas. Voici comme il s'exprime :

« Dès qu'il a été prouvé que l'animal ne crée point de matière organique, qu'il se borne à se l'assimiler ou à la dépenser en la brûlant, il ne fallait plus chercher dans la digestion tous ces mystères qu'on était bien sûr de n'y point trouver ; c'est qu'en effet la digestion est une simple fonction d'absorption. Les matières solubles passent dans le sang, inaltérées pour la plupart ; les matières insolubles arrivent dans le chyle, étant assez divisées pour être aspi-

rées par les orifices des vaisseaux chylifères; d'ailleurs la digestion a évidemment pour objet de restituer au sang une matière propre à fournir à notre respiration ces 10 ou 15 grammes de carbone ou l'équivalent d'hydrogène que chacun de nous brûle à l'heure, et de lui rendre ce gramme d'azote qui s'exhale par heure aussi, tant par le poumon ou la peau que par les urines. Ainsi les matières amylacées se changent en gomme et sucre; les matières sucrées s'absorbent; les matières grasses se divisent, s'émulsionnent et passent ainsi dans les vaisseaux pour former ensuite des dépôts que le sang reprend et brûle au besoin. Les matières azotées neutres, la fibrine, l'albumine et le caséum, dissoutes d'abord, puis précipitées, passent dans le chyle très divisées ou dissoutes de nouveau.

» Ainsi l'animal reçoit et s'assimile presque intactes des matières azotées neutres qu'il trouve toutes formées dans les animaux ou les plantes dont il se nourrit; il reçoit des matières grasses qui proviennent des mêmes sources; il reçoit des matières amylacées ou sucrées qui sont dans le même cas.

» Ces trois grands ordres de matières, dont l'origine remonte toujours à la plante, se partagent en produits assimilables, fibrine, albumine, caséum, corps gras, qui servent à accroître ou à renouveler les organes, et en produits combustibles, sucre et corps gras, que la respiration consomme. L'animal s'assimile donc ou détruit des matières organiques toutes faites, il n'en crée pas. La digestion introduit dans le sang des matières organiques toutes faites; l'assimilation utilise celles qui sont azotées, la respiration brûle les autres. »

Sang. — C'est le liquide le plus important de l'économie; un nombre très considérable de recherches ont été entreprises pour éclairer l'histoire de ce fluide. Voici les éléments dont l'existence a été annoncée dans le sang de l'homme et des animaux.

Oxigène libre et combiné ; — azote libre et combiné ; — carbone ; — hydrogène ; — chlore ; — phosphore ; — soufre ; — manganèse ? — cuivre ; — fer ; — sodium ; — potassium ; — calcium ; — magnésium ; — aluminium ? — silicium ?

Les expériences de M. Magnus paraissent avoir nettement démontré l'existence de l'oxigène et de l'azote à l'état de liberté dans le sang. Le soufre et le phosphore y existent à l'état de composés organiques et inorganiques. Le cuivre a été trouvé dans le sang par M. Sarzeau ; il n'y existe qu'en proportion extrêmement faible. Les expériences qui l'ont démontré ont été faites dans le laboratoire de M. Vauquelin à l'époque où j'y travaillais.

Composés inorganiques qui ont été indiqués dans le sang : Eau ; — acide carbonique ; — chlorure de sodium ; — chlorure de potassium ; — hydrochlorate d'ammoniaque ; — sulfate de potasse ; — carbonates de soude, de chaux, de magnésie ; — phosphates de soude, de chaux, de magnésie.

Fourcroy et Vauquelin avaient encore indiqué la présence du phosphate de fer, et Proust celle de l'hydrosulfate d'ammoniaque. Ce dernier sel a été retrouvé il y a quelque temps dans le sang des typhoïdes par M. Bonnet ; mais c'est évidemment un produit d'altération ; il en est de même, je pense, de l'hydrochlorate d'ammoniaque.

La présence de l'acide carbonique libre dans le sang est un fait qui a été long-temps controversé. Les expériences de MM. Gmelin, Tiedemann et Mitscherlich semblaient avoir démontré qu'il ne s'y rencontrait point à l'état de liberté ; mais celles plus récentes de M. Magnus n'ont laissé aucun doute à cet égard : le sang contient de l'acide carbonique libre.

Le sang contient plusieurs sels dont l'acide est organique, des lactate, albuminate, oléate, margarate de soude, une combinaison d'un acide volatil non déterminé. Proust a encore cité des acétate et benzoate de soude ; mais depuis

lui, on n'a point constaté la présence de ces sels dans le sang.

Principes immédiats dont l'existence a été signalée dans le sang : Albumine ; — fibrine ; — hématosine ; — gélatine ; —urée ; —principes de la bile ; —matière colorante jaune ; — acides oléique ; — margarique ; — cholestérine ; — séroline ; — graisses phosphorées analogues à celles du cerveau ; — matières extractives.

Nous avons étudié précédemment les matières les plus importantes du sang, fibrine, albumine, etc. ; il nous reste à décrire un principe qui sert pour ainsi dire à le caractériser, l'*hématosine.*

Hématosine (matière colorante du sang). — Ce corps a été étudié par un grand nombre de chimistes. Voici, d'après M. Le Canu, comme on le prépare. On verse goutte à goutte de l'acide sulfurique dans du sang humain privé de fibrine, jusqu'à ce que le mélange se prenne en masse. On délaie cette masse dans l'alcool, on la presse fortement, puis on fait bouillir le résidu de couleur brune dans l'alcool légèrement acidulé. Ces solutions alcooliques sont saturées par l'ammoniaque et filtrées, évaporées ; puis le résidu est épuisé par l'eau, l'alcool et l'éther, puis repris par de l'alcool contenant 5 pour cent d'ammoniaque. Les solutions sont évaporées ; le résidu, lavé à l'eau distillée, constitue l'hématosine : c'est une substance solide, sans odeur, sans saveur, terne et de couleur brune, quand elle est obtenue comme il vient d'être dit ; d'un éclat métallique et d'un noir rougeâtre, quand elle est obtenue par l'évaporation au bain-marie de sa solution alcoolique ammoniacale.

L'eau, l'alcool faible, l'alcool concentré, l'éther sulfurique, l'éther acétique, l'huile essentielle de térébenthine, ne la dissolvent ni à chaud ni à froid.

L'eau, l'alcool et l'éther acétique, chargés d'une très minime quantité d'ammoniaque, de potasse ou de soude caustique, la dissolvent aisément, et se colorent en rouge de sang.

Cette matière contient du fer en proportion constante et très considérable. M. Le Canu a démontré que 100 parties d'hématosine donnent, par la calcination, 10 parties de peroxide de fer, et ces proportions se retrouvent dans le sang d'individus différents.

Sous quel état le fer se rencontre-t-il dans l'hématosine?

On ne peut former à cet égard que des conjectures ; la plus probable est celle de M. Berzélius, qui admet que le fer s'y trouve à l'état métallique, qu'il constitue un de ses éléments, de même que le phosphore, aussi bien que l'oxigène, que l'hydrogène, que le carbone, constituent un des éléments de la matière grasse du cerveau.

Mode d'arrangement des principes du sang. — Le microscope nous montre que le sang est composé d'un liquide au milieu duquel nagent des globules. Ces corps ont été étudiés par un très grand nombre de naturalistes. Ces globules sont généralement considérés comme offrant des formes et des dimensions différentes dans les différentes espèces animales, semblables dans les mêmes espèces. Cependant, si l'on compare les mesures des globules de l'homme données par divers micrographes, on voit qu'elles diffèrent beaucoup entre elles. D'après MM. Prevot et Dumas leur dimension égale 1/338 de ligne.

On a beaucoup discuté sur la nature des globules, et il s'en faut que l'on soit bien d'accord à ce sujet. D'après M. Denis, ils ne seraient autres que l'hématosine elle-même. D'après M. Raspail, ils se composeraient essentiellement d'albumine dans un état particulier. D'après M. Éverard Home, ils seraient formés d'un sphéroïde central, que l'hématosine, dans l'état de vie, envelopperait sous forme de vessie membraneuse.

M. Le Canu admet que les globules renferment au moins trois substances, de l'hématosine, de l'albumine, de la fibrine. Ce sont, d'après lui, des sphéroïdes formés extérieurement d'une pellicule fibrineuse, remplie intérieure-

ment d'albumine et d'hématosine. On ne peut admettre au reste, avec M. Le Canu, que toute la fibrine du sang se trouve dans les globules; car il n'a point réfuté les observations assez multipliées qui avaient établi l'existence de la fibrine dans le sérum, et entre autres l'expérience si précise de Mulder. Voici cette expérience : on ampute la cuisse à une grenouille, on fait tomber son sang sur un filtre mouillé, et on le mêle avec une quantité égale d'eau pure, ou mieux d'eau sucrée; il passe un liquide clair, dans lequel il se forme bientôt un coagulum de fibrine, qui ne tarde pas à se condenser et à devenir blanc. Les globules restent sur le filtre sans changer de nature, et ne se dissolvent pas, si c'est de l'eau sucrée qu'on a mêlée avec le sang. Il est clair, d'après cela, que l'existence de la fibrine est indépendante de celle des globules.

Analyse du sang.—Le sang abandonné à lui-même au sortir d'une veine ou d'une artère, se partage en deux couches distinctes : l'une d'elles est liquide, plus ou moins transparente, on l'appelle *sérum;* l'autre est solide, d'un beau rouge, on l'appelle *caillot.* Les proportions de ces deux parties sont extrêmement variables, suivant une foule de circonstances secondaires; aussi les nombres donnés par différents observateurs sont-ils extrêmement discordants.

Les chimistes ont depuis long-temps mis à profit ce départ naturel du sang pour analyser séparément le sérum et le caillot; mais comme cette séparation est très variable, les résultats qu'on obtient ne doivent rien avoir de fixe. Hermann a montré que le sérum possède la propriété de rougir la teinture de tournesol qui y est mêlée, et de bleuir du papier de tournesol rougi.

Pour analyser le sang, voici le procédé indiqué par MM. Prévost et Dumas, et qui est généralement adopté; il consiste essentiellement à déterminer la différence entre le poids du résidu provenant de la dessiccation d'une quantité donnée de caillot, et le poids du résidu provenant de la dessiccation d'une quantité également

donnée de sérum appartenant au même sang. Cette méthode a déjà été critiquée par plusieurs observateurs : on a montré que ce qui était appelé quantité des globules, doit être nommé la somme des globules et de la fibrine auparavant dissoute. En admettant que l'eau du caillot appartient tout entière au sérum interposé, on exagère la quantité des matières fixes du sérum ; car les globules ne sont pas dans le sang à l'état anhydre, et on ne sait pas si le liquide qui les pénètre est analogue au sérum. Quoi qu'il en soit, en exécutant les corrections provenant de la fibrine libre, les données obtenues par cette méthode chez les animaux et chez l'homme sain conservent toute leur valeur.

Voici, selon moi, comment on doit s'y prendre pour obtenir facilement des caractères de quelque valeur de l'examen du sang : 1° l'observer au microscope au sortir de la veine ; 2° déterminer la proportion relative de fibrine dans une quantité donnée de sang en le fouettant vivement ; 3° faire dessécher au bain-marie un poids connu du même sang, et peser le résidu. Le sang desséché peut être épuisé successivement par l'éther et l'alcool bouillant ; mais on peut se contenter de l'incinérer, et de déterminer par les moyens connus la proportion d'oxide de fer que ces cendres contiennent, et cette quantité étant obtenue, on peut très facilement en déduire la somme d'hématosine contenue dans le sang, car les expériences de M. Le Canu nous ont démontré que la proportion de fer était constante dans une même quantité d'hématosine La quantité d'hématosine étant connue, on pourrait supposer avec quelque fondement que le poids des globules doit être proportionnel à cette quantité. On pourrait aussi rechercher si le sérum et la fibrine ne contiennent pas quelques traces de fer, et déduire cette quantité de la somme générale. Si l'on veut déterminer la proportion d'albumine contenue dans le sérum, on peut en coaguler par la chaleur une quantité donnée, laver, dessécher et peser le coagulum.

Comparaison du sang contenu dans différents vaisseaux. — 1° Le sang artériel contient proportionnellement moins d'eau et plus de matières fixes; 2° il contient proportionnellement plus de globules et de fibrine; 3° il contient plus d'oxigène libre proportionnellement à son acide carbonique, et moins de carbone et plus d'oxigène combinés.

Comparaison du sang veineux dans différentes conditions. — Les résultats qu'on peut déduire de cette comparaison sont extrêmement importants. On a vu que la proportion d'eau est plus faible, et la proportion de matières fixes plus forte; la proportion du sérum plus faible, et la proportion de globules plus forte dans le sang d'homme que dans le sang de femme, dans le sang d'adultes que dans le sang d'enfants ou de vieillards (abstraction faite des premiers jours qui suivent la naissance); dans le sang d'individus bien nourris que dans le sang d'individus peu ou mal nourris; dans le sang d'individus sanguins que dans le sang d'individus lymphatiques du même sexe; dans le sang d'individus à pouls plein, large, ayant des veines superficielles très gonflées, que dans le sang d'individus à pouls petit, faible, à veines superficielles à peine visibles.

On observe, au contraire, à la suite de pertes de sang, de saignées successives, que la proportion des globules diminue notablement. Ces résultats sont de la plus grande importance, surtout si on admet que les globules ont une action excitante sur le système nerveux, beaucoup plus énergique que le sérum.

Sang des divers animaux. — La comparaison du sang des divers animaux a révélé des particularités très intéressantes, qui ont surtout été observées par M. Hewson et par MM. Prévost et Dumas. Ces derniers ont vu que les globules étaient circulaires dans tous les mammifères; leur grandeur varie d'un animal à l'autre. Suivant Hewson, les globules n'ont pas tous un égal diamètre dans un même

animal, ce qui pourrait servir à expliquer les grandes différences qu'on remarque entre les mesures données par divers observateurs; suivant ce même anatomiste, dans une espèce déterminée d'animaux, les globules changent de dimensions avec l'âge.

Selon MM. Prévost et Dumas, les globules sont elliptiques chez les oiseaux; ils varient peu de grandeur dans cette classe, et la variation ne porte que sur le grand axe. Ils sont elliptiques dans tous les animaux à sang froid. Une conséquence très intéressante que ces savants observateurs ont expérimentalement déduite de ces faits, c'est que la transfusion est immédiatement suivie de mort, quand elle s'exécute sur des animaux dont les globules ont une forme différente. Si la forme est la même et si les dimensions diffèrent, l'animal n'est qu'imparfaitement relevé, et l'on peut rarement le conserver plus de six jours.

Les oiseaux sont les animaux dont le sang est le plus riche en globules; les mammifères viennent ensuite, et il semblerait que les carnivores en ont plus que les herbivores. Les animaux à sang froid sont ceux qui en possèdent le moins.

Usages technologiques du sang. — Il est employé pour clarifier le sucre, et pour fabriquer du prussiate de potasse et du bleu de Prusse.

Bile. — C'est un liquide très important sécrété par le foie; il a été examiné par un grand nombre de chimistes distingués, parmi lesquels nous devons citer surtout MM. Berzélius, Braconnot, Thénard, Gmelin. Dans cet exposé rapide nous prendrons particulièrement pour guide les travaux publiés en 1838 par M. Demarçay. Les caractères physiques de la bile, son homogénéité, sa consistance visqueuse, son extrême solubilité dans l'eau, son énergie à la retenir ou à s'en emparer, et de plus la propriété remarquable qu'elle possède de dissoudre les graisses en grande quantité, la

rapprochent tellement des savons, que les premiers observateurs devaient la classer parmi eux.

Dans toutes les expériences qu'on entreprend sur la bile, on voit partout reparaître une substance douée des mêmes caractères physiques et chimiques, donnant toujours par sa décomposition les mêmes produits, peu nombreux et faciles à distinguer. Lorsqu'on relit avec attention les travaux faits sur la bile, on voit reparaître à chaque instant un acide particulier de la bile, soit isolé et presque pur, comme dans la résine biliaire de M. Berzélius, soit plus ou moins décomposé, comme dans celle de MM. Thénard et Gmelin.

La décomposition de la bile est si simple, si nette, qu'il est impossible, après l'avoir vue, de ne pas reconnaître, dans la résine biliaire et la taurine de M. Gmelin, des produits de décomposition ; la bile contient, en outre, une matière grasse très importante, la *cholestérine*.

Passons maintenant à la description de l'acide particulier de la bile nommée *acide choléique*, et à celle des trois produits de sa décomposition : l'*acide choloïdique*, la *taurine*, l'*acide cholique*.

Acide choléique. — Combiné à la soude, il forme les neuf-dixièmes au moins de la bile du bœuf. Quoique séparé aisément de celle-ci, il est difficile à obtenir pur. Voici la manière de le préparer :

On dissout dans 100 parties d'eau 10 parties de bile traitée préalablement par l'alcool ; on y ajoute 2 parties d'acide sulfurique étendues de 10 parties d'eau, et on fait évaporer dans une capsule à une douce chaleur. Lorsque la liqueur se trouble, que des gouttelettes oléagineuses commencent à se montrer à la surface, on la laisse refroidir, et on l'abandonne pendant huit à dix heures ; au bout de ce temps l'acide choléique s'est séparé sous forme d'un magna vert, de la consistance de l'huile d'olive figée. On décante la liqueur, on filtre afin d'en séparer l'acide margarique

et la cholestérine qui flottent à sa surface, et on fait évaporer de la même manière jusqu'à séparation d'une nouvelle quantité d'acide, qu'on laisse déposer et séparer. On recueille jusqu'à ce que la dissolution soit réduite au quart de son volume ; plus tard, elle donnerait peut-être des produits mêlés d'acide choloïdique. Les dépôts lavés avec un peu d'eau distillée sont réunis, dissous dans l'alcool, et on y ajoute, avec précaution, quelques gouttes d'eau de baryte, afin de séparer l'acide sulfurique libre. La dissolution, filtrée et évaporée jusqu'à consistance de sirop, est secouée avec de l'éther, qui enlève le peu d'acide margarique qui pourrait rester; on sépare ensuite cet éther; on évapore, autant que possible, sur le bain-marie; l'acide devient de plus en plus pâteux; on le transporte encore chaud sous le récipient de la machine pneumatique, et on fait le vide vivement. La masse s'élève, se boursoufle beaucoup, et abandonne une grande partie de l'eau qu'elle contient. En répétant deux ou trois fois cette manœuvre, on obtient l'acide choléique sec ou en masse jaune très spongieuse et friable, qui absorbe rapidement l'humidité de l'air. Sa saveur est très amère, irritante ; cet acide est presque insoluble dans l'éther. Soluble dans l'alcool et assez soluble dans l'eau, ses dissolutions rougissent fortement le papier de tournesol ; elles décomposent à froid, avec une vive effervescence, les carbonates alcalins ; les acides chlorhydrique, sulfurique et phosphorique le décomposent en acide choloïdique et en taurine.

L'acide choloïque est composé de 41 atomes de carbone, 66 d'hydrogène, 2 d'azote et 12 d'oxigène.

Acide choloïdique. — Pour le préparer, on fait dissoudre la bile dans 12 à 15 parties d'eau ; on fait bouillir avec un excès d'acide chlorhydrique pendant trois ou quatre heures, et on laisse refroidir. On décante la liqueur, et on débarrasse l'acide choloïdique de l'acide chlorhydrique qui le retient en le lavant à plusieurs reprises avec de l'eau

distillée. On dissout ensuite dans l'alcool; on agite la solution avec de l'éther pour séparer la cholestérine et l'acide margarique. On évapore à siccité au bain-marie. C'est alors un acide gras, fixe, sec, fusible à 100°; d'une couleur jaune, inodore; d'une saveur très amère, facile à réduire en poudre.

Acide cholique. — Il résulte de l'action de la potasse sur la bile. On l'obtient sous forme de cristaux incolores, transparents. Il est très soluble dans l'alcool et l'éther, insoluble dans l'eau.

Taurine. — Elle cristallise très bien en prismes réguliers; les cristaux croquent sous la dent, et ils ont une saveur piquante, mais qui n'est ni douceâtre ni salée. Ils ne réagissent ni à la manière des acides ni à celle des alcalis, et ne s'altèrent point à l'air, même à 100°. Chauffée à feu nu, la taurine fond en un liquide épais, brunit, se boursoufle, exhale une odeur douceâtre et empyreumatique assez semblable à l'indigo qui brûle, et laisse un charbon facile à brûler. A 12°, la taurine exige 15 parties 1/2 d'eau pour se dissoudre. L'eau bouillante en dissout davantage encore, et l'excès cristallise par le refroidissement. L'alcool bouillant de 0,835 n'en dissout que 1/573 de son poids. Elle est presque insoluble dans l'alcool anhydre.

Cholestérine. — *Composition :* $C^{38}H^{63}O$. La cholestérine est solide, cristallisant en feuilles blanches d'un brillant nacré; elle est blanche, inodore, insipide; elle est plus légère que l'eau. La cholestérine fond à + 137°; l'eau en dissout un peu; elle se dissout dans 1/9 d'alcool bouillant, d'une densité de 0,84, et dans la moitié de son poids d'éther bouillant. Exposée à l'action du feu en vase clos, elle se sublime en grande partie sans altération; sous l'influence de l'air, elle brûle comme la graisse. L'acide nitrique la transforme en acide cholestérique et tannin artificiel; l'acide sulfurique la noircit sans la dissoudre. Les alcalis sont sans action sur la cholestérine. La cholestérine

existe dans la bile, les calculs biliaires de l'homme, dans l'huile d'œuf, dans le sérum du sang.

Usages de la bile du bœuf.—Cette matière, connue généralement sous les noms de *fiel de bœuf* et d'*amer*, est employée par les dégraisseurs pour enlever les taches de graisse sur les tissus qui sont altérables par les alcalis et le savon, parce qu'en raison de sa légère alcalinité, elle se mêle très bien aux corps gras, qu'elle dissout en grande partie, ou qu'elle amène à un état d'extrême division. Les peintres à l'aquarelle et à la miniature, les enlumineurs en font également usage pour donner plus de ton, de brillant et de vivacité aux couleurs, qu'elle fixe plus facilement sur les corps polis, et qu'elle conserve mieux que les autres matières visqueuses.

Comme la bile se putréfie promptement, surtout dans les temps chauds et humides, on la réduit souvent en consistance d'extrait, après l'avoir fait bouillir et écumer ; c'est ce qu'on appelle alors le *fiel de bœuf concentré,* qu'on délaie simplement dans l'eau pour en faire usage. Comme la couleur propre à la bile altère plus ou moins certaines couleurs de peintures, telles que le bleu, qu'elle fait paraître vert, et le carmin, qu'elle affaiblit, on la décolore au moyen d'un procédé indiqué par M. Tomkins, chimiste anglais. Pour cela, après l'avoir fait bouillir et écumer, on la partage en deux flacons, dans l'un desquels on ajoute 32 grammes d'alun, et dans l'autre 32 grammes de sel par litre. On laisse reposer jusqu'à ce que les liqueurs soient éclaircies ; on les décante, on les mêle, et on laisse reposer de nouveau. On filtre ensuite, et on obtient ainsi un liquide incolore, qui se conserve très bien, et nommé *fiel de bœuf purifié.*

Urine. — Ce liquide a été étudié par un grand nombre de chimistes. Cette étude a conduit à la découverte de plusieurs principes immédiats très importants. C'est le moyen d'élimination le plus puissant de l'organisation animale. La plus grande partie des matières qui sont ou impropres à la

digestion, ou qui causent du trouble dans les fonctions des organes des animaux, sont éliminés par les urines.

Voici, d'après une ancienne analyse de Berzélius, la composition de l'urine : eau, 933; urée, 30,10 ; acide lactique libre, lactate ammonique, extrait de viande soluble dans l'alcool, matières extractives solubles seulement dans l'eau, 17,14 ; acide urique, 1,00 ; mucus vésical, 0,32 ; sulfate potassique, 3,71 ; sulfate sodique, 3,16 ; phosphate sodique, 2,94 ; biphosphate ammonique, 1,65; chlorure sodique, 4,45 ; chlorure ammonique, 1,50 ; phosphate calcique et phosphate magnésique, 1,00 ; silice, 0,03.

Nous allons étudier les deux principes caractéristiques de l'urine, l'urée et l'acide urique.

Urée. — Elle fut isolée par Fourcroy et Vauquelin dans leur beau travail sur l'urine. Voici la manière de l'obtenir à l'état de pureté. Après avoir évaporé l'urine, on la dessèche, aussi exactement que possible, au bain-marie, et on traite le résidu par l'alcool anhydre, pour le dépouiller de tout ce que ce menstrue peut lui enlever : ensuite on retire l'alcool par la distillation au bain-marie. On dissout le résidu jaune dans une petite quantité d'eau, et on le fait digérer avec un peu de charbon animal, ce qui le rend presque incolore. On filtre alors la liqueur ; on la fait chauffer jusqu'à 50°, puis on y dissout autant d'acide oxalique qu'elle peut en prendre à cette température. Par le refroidissement, il se dépose des cristaux incolores d'oxalate d'urée. Lorsque, pendant la dissolution de l'acide oxalique, on élève la température jusqu'à près de 100°, la liqueur devient d'un brun foncé et acquiert une odeur désagréable. L'oxalate d'urée, qui cristallise ensuite, est d'un beau rouge ou quelquefois d'un rouge-brun. Cette couleur peut lui être enlevée par une très petite quantité de charbon animal. Après avoir réuni les cristaux, on les débarrasse de l'eau-mère en les lavant avec un peu d'eau à la glace; puis on les dissout dans de l'eau bouillante à laquelle on ajoute

une très petite quantité de charbon animal, et on filtre la liqueur, de laquelle l'oxalate d'urée cristallise avec une couleur blanche comme celle de la neige.

On dissout les cristaux dans de l'eau bouillante, et on mêle la liqueur avec du carbonate de chaux en poudre extrêmement fine qui la décompose avec effervescence. Lorsque la liqueur cesse de rougir le tournesol, on la filtre pour la débarrasser de l'oxalate de chaux qui s'est déposé, et on l'évapore à siccité au bain-marie. De cette manière on obtient une masse blanche, d'apparence saline, qui est l'urée, mais encore mêlée avec de l'oxalate alcalin. On débarrasse l'urée de toutes les impuretés en la traitant par l'alcool, qui vaut d'autant mieux pour cela qu'il est plus concentré, et qui laisse, sans la dissoudre, une petite quantité d'une combinaison chimique d'oxalate alcalin et d'urée.

Prout a vu que la composition de l'urée est telle que lorsqu'un atome de cette substance décompose un atome d'eau, il en résulte précisément un atome de carbonate d'ammoniaque sans qu'il reste rien des principes constituants de l'eau ni de l'urée. Voici la formule correspondante à l'analyse de Prout : $N^2 C H^4 O$.

Par un prompt refroidissement de sa dissolution, elle cristallise en aiguilles déliées d'un brillant soyeux ; par l'évaporation spontanée elle prend la forme de prismes à quatre pans, longs, étroits, incolores. La meilleure manière de l'obtenir cristallisée est d'en laisser refroidir lentement la dissolution alcoolique saturée et bouillante. Suivant Prout, elle contient toujours une base quand elle cristallise en feuillets. Elle est inodore, a une saveur fraîche analogue à celle du nitre ; elle ne réagit ni comme acide ni comme alcali, mais elle se combine très bien avec les acides. Sa densité est de 1,35. L'eau bouillante la dissout en toute proportion ; l'eau à 15° en dissout au moins son poids. L'alcool à 0,816, à 15°, en dissout 1/4 de son poids ; bouillant, un poids égal au sien. Chauffée jusqu'à

120°, elle fond sans se décomposer, mais à quelques degrés au-dessus elle entre en ébullition ; il se sublime du carbonate d'ammoniaque ; la masse en fusion prend peu à peu l'apparence d'une bouillie, et il reste une poudre d'un gris blanc qui est de l'acide *cyanurique*. C'est Woelher qui a découvert cette réaction remarquable.

Acide urique. — Il a été découvert par Schéele ; il le nomme *lithique*. Il existe dans l'urine de l'homme et des animaux carnivores, mais non dans celle des animaux mammifères herbivores. On l'extrait facilement des excréments d'oiseaux carnivores ou des excréments de serpents, qu'on épuise d'abord par de l'eau, de l'alcool et de l'acide chlorhydrique, et on forme, avec la potasse, un urate alcalin qui peut cristalliser, et qu'on décompose par l'acide chlorhydrique. Il forme des écailles cristallines, blanches ; il n'a ni saveur ni odeur ; il est soluble dans 1720 parties d'eau froides et dans 1400 parties d'eau bouillante ; il est insoluble dans l'alcool et dans l'éther. Par la décomposition par le feu, il donne de l'acide *cyanurique* combiné avec de l'urée. Chauffé avec l'acide nitrique, il donne une belle couleur rouge.

Acide urobenzoïque, *hippurique* (Liébig). — On avait indiqué l'acide benzoïque comme une partie constituante de l'urine des mammifères herbivores et des jeunes enfants. Liébig a prouvé que c'était un acide particulier. Les phosphates manquent généralement dans les urines des herbivores, et sont remplacés par des carbonates.

Les chimistes qui ont eu l'occasion de préparer de l'acide hippurique ont pu s'apercevoir de la difficulté qu'on éprouve à éviter que l'urine de cheval ne se modifie par l'évaporation au point de fournir, au lieu d'acide hippurique, de l'acide benzoïque, ou du moins le mélange de ces deux acides, et il paraît certain que Fourcroy et Vauquelin en annonçant qu'on retirait de l'acide benzoïque de l'urine des animaux herbivores ne s'étaient pas trompés.

Voici la formule de l'acide hippurique : $C^{18} H^{16} N^2 O^5 + H^2 O$.

L'urine, considérée dans son état ordinaire, rendue au moment du réveil, a les caractères suivants : elle est claire, d'un jaune ambré ; elle possède une odeur aromatique particulière qui disparaît par le refroidissement ; sa saveur est désagréable, salée et amère ; souvent elle se trouble en se refroidissant, et alors elle dépose un sédiment gris ou rouge-pâle qui se redissout quand on la chauffe à 37° ; elle rougit manifestement et fortement le tournesol à la manière des acides ; sa densité est, terme moyen, de 1,0125. Dans les maladies elle va quelquefois à 1,050, mais c'est là un signe fâcheux. Abandonnée à elle-même, l'urine devient plus pâle au bout de quelques jours, acquiert une odeur faiblement ammoniacale, mais en même temps désagréable, réagit à la manière des alcalis, et se couvre d'une pellicule mucilagineuse blanche, dans laquelle, aussi bien que sur la paroi interne du vase, se déposent de petits cristaux blancs. Ces cristaux sont du phosphate ammoniaco-magnésique. Peu à peu l'urine devient tellement alcaline qu'elle fait effervescence avec les acides, et qu'on peut l'employer dans les arts comme faible dissolution de carbonate d'ammoniaque. Pendant que ces phénomènes ont lieu elle se concentre par l'effet de l'évaporation spontanée, et dépose d'abord des cristaux cubiques jaunes qui sont du sel ammoniac, puis des octaèdres jaunes qui sont du chlorure de sodium, et enfin ce qu'on appelle *sel microcosmique* ou *sel fusible de l'urine*, qui est du phosphate ammonico-sodique. L'eau-mère est alors un sirop brun et fétide.

L'urine ne se coagule point par l'ébullition. Elle donne à la distillation une dissolution extrêmement fétide et incolore de carbonate d'ammoniaque, sel qui se forme pendant l'ébullition.

Calculs urinaires. — Lorsque, par suite d'une maladie des reins et d'un désordre dans la sécrétion de ces organes,

la nature de l'urine change ; lorsque, par défaut de boissons aqueuses assez abondantes, l'urine se concentre, ou que, par une circonstance quelconque, un des matériaux peu solubles de l'urine se produit en trop grande quantité, il arrive alors qu'il se forme dans la vessie des dépôts de concrétion connus sous les noms de *gravelle*, calculs *urinaires*. Les calculs urinaires sont d'une nature très variable; ils sont tantôt formés d'une seule substance, comme l'acide urique, qui est très fréquent; l'*oxalate de chaux*, qui est très dur et recouvert de rugosités qui causent de grandes douleurs ; tantôt de plusieurs matières superposées. On a donné le nom de *lithontriptiques* aux agents propres à dissoudre les calculs urinaires. On a beaucoup vanté les bicarbonates alcalins ; mais j'ai exposé dans mon Annuaire de thérapeutique de 1842 les règles que l'on doit suivre pour qu'ils réussissent. Je dois me borner à dire ici que les lithontriptiques ne sont en général réellement et sûrement utiles que lorsque les urines restent limpides après le refroidissement. On obtient ordinairement ce résultat en prenant beaucoup de boissons aqueuses.

Voici la liste des matières trouvées dans les calculs urinaires : 1° acide urique ; 2° urate de soude ; 3° urate d'ammoniaque ; 4° phosphate de chaux ; 5° phosphate ammoniaco-magnésique ; 6° le sous-phosphate calcique et le phosphate ammoniaco-magnésique ; on les nomme calculs fusibles ; 7° carbonate de chaux, rare chez l'homme, fréquent chez les animaux ; 8° oxalate de chaux ou calcul mural ; 9° cystine ; 10° silice.

Lait. — Ce liquide, sécrété par des glandes propres aux femelles des animaux mammifères, a été l'objet d'études d'un grand nombre de chimistes. Geoffroy, Baumé, Rouelle le jeune, Schéele, Parmentier et Deyeux, Fourcroy et Vauquelin, Proust, M. Braconnot, M. Berzélius, MM. Chevalier et Henri, M. Donné, M. Quevenne, sont ceux qui ont le plus enrichi son histoire.

Propriétés. — Le lait est blanc opaque, qualité qu'il doit à une combinaison émulsive de caséum et de beurre. Le liquide dans lequel nagent les parties émulsives tient en dissolution du caséum, du sucre de lait, des matières extractives, des sels et de l'acide lactique libre, auquel il doit la propriété de rougir même à l'état frais la couleur du tournesol. Le lait contient de 12 à 13 p. 100 de matières solides, selon M. Quevenne; mais cette quantité varie considérablement suivant les animaux et suivant leur nourriture. Le lait soumis au repos se sépare en deux parties; la crème, plus légère, vient surnager.

On admet généralement que l'alcali renfermé dans le lait se trouve en combinaison avec l'acide lactique, mais cet acide n'a pas encore été observé dans le lait frais. On sait que cet acide se forme au moment où le lait sort du pis; que sa quantité augmente de plus en plus, jusqu'à ce qu'il en résulte la décomposition du caséate alcalin, c'est-à-dire la coagulation du lait et la formation du lactate de caséine (caséum).

Le lait évaporé à l'air libre se couvre d'une pellicule composée principalement de caséum. Une fois arrivé à un certain degré de concentration, il se coagule spontanément.

M. Gay-Lussac a vu que du lait frais chauffé à 100°, lorsqu'on répète cette opération tous les jours, peut être gardé des mois entiers sans qu'il s'aigrisse. Au-dessus de 15° le lait absorbe l'oxigène de l'air et devient aigre; de 20 à 25 cette acidification s'opère dans l'espace de quelques heures, et le lait se coagule quand on le fait bouillir. Un lait déjà aigri peut encore être bouilli quand on a la précaution d'en saturer l'acide libre avec du carbonate de potasse ou de soude. Pendant l'acidification du lait il se forme de l'acide lactique qui convertit le caséum en un caillot gélatineux, combinaison de cette matière avec l'acide lactique; quand il est égoutté, on le connaît sous le nom de *fromage mou.*

Quand on mêle le lait avec les *acides*, la matière caséeuse se précipite combinée avec l'acide et enveloppant le beurre qui se précipite en même temps; le précipité est redissous par les alcalis; mais cette dissolution s'opère difficilement quand le lait a bouilli. Les hydrates des terres alcalines coagulent le lait. Tous les sels terreux et métalliques qui précipitent une dissolution d'albumine coagulent le lait. Plusieurs matières organiques agissent sur ce liquide. Le *pinguicula vulgaris* l'épaissit considérablement et le rend filant; le *tannin* et plusieurs matières végétales le coagulent; mais la substance la plus remarquable sous ce rapport est la présure.

Présure. — On nomme ainsi la membrane muqueuse de l'estomac des jeunes veaux qui ne sont nourris que de lait. On donne, en France, communément ce nom à tout l'estomac du veau contenant du lait caillé; on l'estime d'autant plus qu'il en contient davantage. On prépare en Bourgogne la présure en mêlant avec les matières contenues dans cet estomac, de la crème, du sel et du poivre en assez grande proportion pour qu'on puisse sécher l'estomac. On dit la présure préférable pour faire les fromages après six mois de conservation. On ne sait point encore comment la présure détermine la coagulation du lait; on croyait que c'était l'effet de l'acide du suc gastrique; mais il faut chercher une autre cause de ce phénomène remarquable, qui ne peut être comparé qu'à l'action de la diastase; car M. Berzélius épuisa par de l'eau la membrane muqueuse d'un estomac de veau, et une partie du poids de cette membrane coagula, à 50°, 1800 parties de lait écrémé, et cette membrane pesait encore 0,94 après l'action.

Lait de femme. — Sa densité moyenne est de 1,020, il contient 12 p. 100 de substances fixes. Le caractère essentiel du lait de femme consiste en ce que la matière caséeuse qui s'y trouve dissoute forme des combinaisons solubles avec les acides. Parmi les laits de 15 femmes examinés

par Moggenhofen, il ne s'en est trouvé que 3 qui fussent coagulables par les acides chorhydrique et acétique, mais la présure le coagule régulièrement. Voici l'analyse d'un lait de femme, par Moggenhofen : 1° extrait alcoolique avec beurre, acide lactique, lactate, chlorure sodique et sucre de lait, 9,13 ; 2° extrait aqueux ; sucre de lait et sel, 1,14 ; matière caséeuse coagulée par la pressure ; 2,41 ; eau, 87,25.

Lait de vache. – Sa densité, d'après M. Quevenne, est de 1,029 à 1,033 pour le lait avec sa crème, et de 1,033 à 1,037 pour le lait écrémé, et celle de la crème 1,0244.

La composition du lait de vache est la suivante, d'après une moyenne de six analyses exécutées par M. Quevenne : beurre, 3,38 ; matières caséeuses, 3,57 ; lactine, matières extractives, 5,85 ; eau, 87,20.

Le *lait de chèvre* a une pesanteur spécifique de 1,036. Il a une odeur hircine, plus prononcée lorsque la chèvre qui l'a fourni est foncée en couleur que quand son pelage est d'une teinte claire. Il donne beaucoup de crème et de beurre. Ce dernier, outre les autres acides du beurre, contient de l'acide hircique, auquel est due l'odeur particulière du lait de chèvre. Ce lait donne aussi beaucoup de matière caséeuse, qui devient dense et ferme, et qui perd aisément son petit-lait. M. Payen y a trouvé, sur 100 parties : beurre, 4,08 ; matière caséeuse, 4,52 ; résidu solide du petit-lait, 5,86 ; eau, 85,50.

Lait d'ânesse.— Il diffère beaucoup des autres laits par la proportion considérable de sucre de lait qu'il contient ; c'est à la prédominance de cette matière qu'il faut probablement attribuer la plupart de ses propriétés médicales. 100 parties de lait d'ânesse renferment : matières solides, 9,53 ; eau, 90,47. Les matières solides sont : beurre, 1,29 ; sucre de lait, 6,29 ; caséum, 1,95. La proportion des matières solides obtenues varie entre 7 et 11 p. 100 de lait ; elle est quelquefois, mais rarement, au-dessous de 7.

Conservation du lait. — On s'est beaucoup occupé de résoudre ce problème ; le procédé d'Appert, que nous décrirons plus loin, donne une solution complète, mais son exécution est embarrassante ; M. Braconnot a donné un moyen d'une exécution beaucoup plus commode. On fait coaguler trois litres de lait frais avec de l'acide chlorhydrique (il ne faut pas employer celui du commerce, mais de l'acide pur, car, sans cette précaution, le produit est d'une très mauvaise qualité) à une température de 40° ; on exprime, on lave, on dissout le caillot dans une solution de 5 grammes de carbonate de soude cristallisé ; en chauffant au bain-marie on obtient un demi-litre de crème épaisse. Mêlée avec moitié de son poids de sucre en poudre, on obtient ainsi une *conserve de lait*, à laquelle il ne s'agira plus que d'ajouter de l'eau pour régénérer le lait. MM. Grimaud et Gallais ont indiqué un procédé pour conserver le lait. Ils nomment *lactéine* le produit qu'ils préparent par l'évaporation obtenue au moyen de l'air froid mis en mouvement dans le liquide. La lactéine contient tous les corps fixes du lait. On peut régénérer le lait en ajoutant à la lactéine 9 p. d'eau.

Falsifications du lait. — Presque tout le lait qui se consomme à Paris, sous la simple dénomination de *crème* ou de *crème à café*, n'est que du lait pur ou additionné d'un peu de vraie crème ; quant à cette dernière, on n'en vend que peu et sous le nom de *crème double*. Ce qu'on dit en général dans le monde touchant les falsifications nombreuses du lait est, ou erroné, ou au moins exagéré : tout paraissant se réduire, du moins dans presque tous les cas, à une soustraction de crème et une addition d'eau.

Cependant on assure que l'on remplace quelquefois la crème par des cervelles de veau délayées dans l'eau. Pour découvrir cette fraude, il s'agit simplement de préparer du beurre avec cette crème artificielle. Pour découvrir l'addition de l'eau et la soustraction de la crème, M. Quevenne a

proposé l'emploi de deux instruments : 1° le *lacto-densimètre*, qui donne, comme son nom l'indique, la mesure de la densité du lait ; et, en outre, il fait connaître combien celui-ci contient de caséum et de sucre de lait mélangé ; 2° le *crémomètre* sert à mesurer la crème ; il permet aussi d'estimer la proportion du beurre contenue dans le lait, d'une manière approximative.

Le lait est le plus admirable aliment que la chimie la plus perfectionnée pourrait inventer ; il contient, en effet, une substance animalisée, le caséum ; une matière grasse, le beurre ; un principe non azoté d'un nature mobile, le sucre de lait, et du phosphate de chaux ; tous principes qui sont utiles comme éléments réparateurs ou nourriciers de toute l'économie animale.

Sucre de lait (*lactine*). — Il s'obtient en évaporant du petit-lait en consistance sirupeuse, et abandonnant le produit pendant plusieurs semaines à la cristallisation. Lorsqu'il est purifié, il cristallise sous forme de prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces. Il croque sous la dent ; il a une saveur sucrée et en même temps arénacée. Il se dissout dans l'eau avec beaucoup de lenteur ; il exige pour cela 3 p. d'eau bouillante, et à peu près le double d'eau froide. Il est peu soluble dans l'alcool, et d'autant moins que celui-ci contient moins d'eau ; il est insoluble dans l'éther. Le sucre de lait est composé de carbone, d'oxigène et d'hydrogène : traité par l'acide nitrique, il donne, comme les gommes, de l'acide mucique.

Le sucre de lait passe pour adoucissant et analeptique ; à la dose de 30 gram. pour un litre d'eau, il forme un tisane adoucissante et légèrement diurétique. Hahnemann l'a choisi comme excipient des médicaments homœopathiques.

Beurre. — Il est composé d'oléine, de stéarine et de butyrine ; cette dernière est une graisse liquide qui, par la saponification, se convertit en acides butyrique, caprique et caproïque.

Œufs. — On emploie particulièrement l'œuf de poule, *gallus domesticus*, L. C'est un des aliments les plus complets que l'on puisse imaginer, car il contient une réunion de principes nécessaires à l'économie animale, et qui s'assimilent facilement ; aussi c'est une bonne nourriture pour les convalescents. On distingue dans l'œuf deux parties essentielles, le jaune et le blanc ; cette dernière partie est composée de cellules lâches, pleines d'un liquide albumineux ; le blanc d'œuf sert à faire l'eau albumineuse utile comme contre-poisons de plusieurs métalliques. Le *jaune d'œuf* a été examiné par Bostock, Le Canu, Chevreul ; il contient : matière gélatineuse. — albumine, — huile fixe, — matière brune, soluble dans l'alcool, — cholestérine, — 2 matières colorantes, l'une rougeâtre, l'autre jaune ; celle-ci ayant beaucoup d'analogie avec la bile.

§ VI. Applications principales.

PRINCIPES GÉNÉRAUX DE LA TEINTURE. — L'art de la teinture consiste à fixer sur les étoffes, au moyen de l'attraction moléculaire, les matières qui agissent sur la lumière autrement que ne le fait la surface des étoffes. On désigne sous le nom de *matières colorantes* les substances qui fournissent les principes colorants qu'on fixe sur les tissus ; ces matières sont répandues dans un grand nombre d'espèces organiques. On trouve des racines (orcanette, curcuma, garance), des tiges (santal, campêche, brésil, quercitron), des feuilles, des fleurs, des fruits ou semences (graines de Perse, d'Avignon), colorés plus ou moins fortement, et on connaît des animaux entiers (cochenille, kermès, etc.), et des liquides circulant dans les différentes parties de leurs corps (sang, bile, etc.), qui présentent des couleurs très vives, et qui fournissent des matières indispensables à l'art de la teinture.

Historique de la teinture. — Nous allons, en pre-

nant Berthollet pour guide, présenter une esquisse rapide de l'histoire de la teinture. Cet art a été pratiqué avec un grand succès dans les temps les plus reculés dont l'histoire fasse mention, dans les Indes, en Perse, en Égypte, en Syrie. L'Écriture sainte contient plusieurs passages qui témoignent des connaissances des anciens dans l'art de la teinture : Salomon faisait venir de Tyr des étoffes teintes en bleu, en écarlate et en cramoisi.

L'art de teindre les toiles paraît avoir été inconnu dans la Grèce avant l'invasion d'Alexandre dans les Indes. Pline rapporte qu'on y teignit les voiles de ses vaisseaux de différentes couleurs. Il y a apparence que les Grecs empruntèrent cet art des Indiens.

L'Inde est le berceau des connaissances et des arts, qui se sont ensuite répandus et perfectionnés chez les autres nations. Mais la division inaltérable des castes mit promptement des entraves à l'industrie : les arts y ont été stationnaires, et il y a apparence qu'au temps d'Alexandre, la teinture s'y est trouvée à peu près au même point qu'aujourd'hui pour les étoffes de coton et de laine, car la soie y était encore inconnue ou du moins très rare.

Les belles couleurs que l'on observe sur les toiles des Indes, auxquelles on donna d'abord le nom de perses, parce que c'est par le commerce de la Perse qu'elles nous parvinrent, pourraient faire croire que l'art de la teinture y a été poussé à un grand degré de perfection ; mais les procédés des Indiens sont tellement compliqués, longs, imparfaits, qu'ils seraient impraticables ailleurs par la différence du prix de la main-d'œuvre. L'industrie européenne les a bientôt surpassés par la correction du dessin, la variété des nuances et la simplicité des manipulations ; si elle n'a pu atteindre à la vivacité de deux ou trois couleurs, il ne faut l'attribuer qu'à la supériorité de quelques substances colorantes, ou peut-être à la longueur même et à la multiplicité des opérations.

L'art de la teinture était beaucoup moins étendu et moins perfectionné chez les anciens que chez les modernes ; mais ils avaient une teinture qui a été ou perdue ou négligée, et qui était l'objet du luxe le plus recherché : c'est la pourpre. Ses procédés ont plus attiré l'attention des philosophes, et ils ont été mieux conservés dans les monuments historiques que ceux des autres couleurs.

Il y a grande apparence que la découverte s'en fit à Tyr, et qu'elle contribua beaucoup à l'opulence de cette ville célèbre.

Le suc dont on se servait pour teindre en pourpre était tiré de deux principales espèces de coquillages; la plus grande portait le nom de *pourpre* (*murex brandaris*), et l'autre était un *buccin* (*purpura capillus*).

Le suc colorant des pourpres est contenu dans un vaisseau qui se trouve dans leur gosier : on ne retirait de chaque coquillage qu'une goutte de cette liqueur ; on écrasait les buccins, qui contenaient aussi une très petite quantité d'une liqueur incolore, qui, exposée à la lumière diffuse, se teint d'abord en jaune, puis en citron, puis en vert, puis en rouge, puis, après vingt-quatre heures, en un très beau pourpre extrêmement solide. Les mollusques qui fournissaient le pourpre abondent dans la Méditerranée et même dans la Manche.

La très petite quantité de liqueur que l'on retirait de chaque coquillage et la longueur du procédé de teinture donnaient à la pourpre un si haut prix, que l'on ne pouvait avoir, du temps d'Auguste, pour mille deniers (environ 700 francs de notre monnaie), une livre de laine teinte en pourpre de Tyr.

La pourpre fut presque partout un attribut de la haute naissance et des dignités. Elle servait de décoration aux premières magistratures de Rome; mais le luxe, qui fut porté à l'excès dans cette capitale du monde, en rendit l'usage commun aux personnes opulentes, jusqu'à ce que

les empereurs se réservassent le droit de la porter : bientôt elle devint le symbole de leur inauguration. Ils établirent des officiers chargés de surveiller cette teinture dans des ateliers où on la préparait pour eux seuls, principalement en Phénicie. La peine de mort fut décernée contre tous ceux qui auraient l'audace de porter la pourpre, même en la couvrant d'une autre teinture.

La punition décernée contre ce bizarre crime de lèze-majesté fut sans doute la cause qui fit disparaître l'art de teindre en pourpre, d'abord en Occident, et beaucoup plus tard dans l'Orient, où cet art était encore en vigueur dans le XI[e] siècle.

L'on retirait du *coccus*, que nous connaissons sous le nom de *kermès*, une couleur qui n'était guère moins estimée que la pourpre, et que l'on alliait quelquefois avec celle-ci. Pline rapporte qu'elle était employée pour les vêtements des empereurs. On lui donnait ordinairement le nom d'écarlate, mais on la confondait quelquefois avec la pourpre.

Il paraît que ce n'est que dans le siècle d'Alexandre et de ses successeurs que les Grecs cherchèrent à donner quelque perfection au noir, au bleu, au jaune, au vert.

Si nous négligeons de nous procurer la pourpre, si l'on n'a pas cherché à profiter des épreuves que quelques modernes ont faites sur cette couleur, c'est que nous avons acquis des couleurs plus belles et beaucoup moins chères.

Nous avons acquis du Nouveau-Monde plusieurs substances tinctoriales, la cochenille, le bois de Brésil, le campêche, le rocou. Nous devons surtout la supériorité de nos teintures à la préparation de l'alun (page 282) et à la dissolution d'étain (page 299), qui prête tant d'éclat à plusieurs substances colorantes. La soie, qui est devenue si commune chez nous, et qui prend des couleurs si vives et si brillantes; le mouvement rapide du commerce, qui met à la portée du peuple même la jouissance des produc-

tions de la Chine et des Indes; l'industrie active, éclairée, aiguisée par la concurrence des différents peuples de l'Europe, qui cherchent à contre-balancer leurs moyens de puissance; toutes ces circonstances mettent un intervalle immense entre le luxe le plus familier parmi nous et celui de l'opulence de quelques particuliers chez les anciens. Mais avant d'acquérir cette supériorité, l'Europe a éprouvé toutes les dévastations de la barbarie.

Au ve siècle, tous les arts s'éteignirent dans l'Occident. Ils se conservèrent mieux dans l'Orient, et l'on en tira jusqu'au XIIe siècle les objets de luxe que quelques grands pouvaient se procurer.

L'on rapporte environ à l'an 1300 la découverte de l'orseille, que fit par hasard un négociant de Florence. Ayant remarqué que l'urine donnait une belle couleur à une espèce de mousse, il fit des tentatives, et apprit à préparer l'orseille. Il tint cette découverte secrète pendant longtemps. Ses descendants, dont il reste encore une branche, au rapport de Dominique Manni, en ont retenu le nom de *Ruccelai*, du mot espagnol *orciglia*, que portait l'espèce de mousse.

Les arts continuèrent à être cultivés en Italie avec un succès qui s'accrut pendant long-temps. En 1429, parut à Venise le premier recueil des procédés employés dans les teintures sous le nom de *Mariegola del arte de i tentori;* il s'en fit en 1510 une seconde édition fort augmentée.

On ne mentionne pas dans cet ouvrage l'usage de l'indigo; il est probable que les Indiens s'en servaient dans la teinture; il paraît même que le premier qui ait été employé en Europe nous a été apporté des Indes orientales par les Hollandais. La culture s'en établit d'abord au Mexique, et de là dans d'autres parties de l'Amérique, où il a acquis des qualités supérieures à celui qui nous vient encore des Indes.

Pendant long-temps l'Italie, et particulièrement Venise,

possédèrent presque exclusivement l'art des teintures, qui contribuait à la prospérité de leurs manufactures et de leur commerce; mais peu à peu cet art s'introduisit en France. Gilles Gobelin, qui avait eu communication du procédé de la véritable écarlate, fonda un établissement dans le lieu qui porte son nom. On regarda cette entreprise comme si téméraire, qu'on donna à l'établissement le nom de *Folie Gobelin.* Le succès étonna tellement nos crédules aïeux, qu'ils crurent que Gobelin avait fait un pacte avec le diable.

La découverte de la teinture en écarlate peut être regardée comme l'époque la plus signalée de l'art de la teinture. Les anciens avaient donné le nom d'écarlate à la couleur qu'ils obtenaient du kermès, et qui était fort éloignée de la beauté de celle que nous désignons par là.

Des Espagnols ayant observé que les habitants du Mexique se servaient de la cochenille pour colorer leurs maisons et teindre leur coton, ils informèrent le ministère de la beauté de cette couleur, et Cortès reçut, en 1523, ordre de faire multiplier l'insecte précieux qui la produisait; cependant, la couleur que donne naturellement la cochenille est un cramoisi assez sombre.

Peu de temps après que la cochenille fut connue en Europe, un chimiste allemand, *Kuster,* trouva le procédé de notre écarlate par le moyen de la dissolution d'étain; il porta son secret à Londres en 1643. Un peintre flamand, nommé *Gluck,* se procura ce secret et le communiqua à Gobelin; ce procédé se répandit ensuite dans toute l'Europe.

L'usage de l'indigo, qui a été encore une grande acquisition pour l'art de la teinture, eut plus de peine à s'établir que celui de la cochenille : il fut sévèrement interdit en Angleterre sous le règne d'Élisabeth, de même que le bois de campêche, qu'il était ordonné de brûler lorsqu'on le trouvait dans un atelier. Cette prohibition ne fut levée que sous Charles II.

L'on proscrivit pareillement en Saxe l'usage de l'indigo ; on le traita dans l'ordonnance qui fut rendue contre lui, et qui rappelle l'arrêt contre l'émétique, de couleur corrosive, d'*aliment du diable*.

C'est vers la fin du XVIIe siècle que fut importé en Europe l'art de fabriquer les toiles peintes, que jusqu'alors nous fournissait la Perse. Ce genre d'industrie fut introduit en France en 1740. Les premières fabriques d'indiennes furent établies à Paris, à Orange, à Marseille et à Nantes; la manufacture de Jouy fut créée en 1759 par Oberkampf.

Colbert donna à l'industrie française, qui était demeurée languissante, un essor qui l'éleva bientôt au-dessus des progrès des autres nations; il appela les plus habiles artistes, il récompensa tous les talents, il établit plusieurs manufactures.

On s'est constamment occupé en France des moyens de faire fleurir notre industrie.

Dufay, Hellot, Macquer, ont successivement été chargés de s'occuper de la perfection de l'art de la teinture, et on leur doit des travaux précieux. Dufay fut le premier qui se forma des idées saines sur la nature des parties colorantes, et sur la force par laquelle elles adhèrent aux étoffes. Il examina avec sagacité quelques procédés, et il établit les épreuves les plus sûres que l'on put trouver alors pour déterminer d'une manière prompte et usuelle la bonté d'une couleur. Hellot publia une description méthodique des procédés que l'on exécute dans la teinture en laine. Macquer a donné une description exacte des procédés qu'on exécute sur la soie; il a fait connaître les combinaisons du principe colorant du bleu de Prusse; il a cherché à en appliquer l'usage à la teinture; il a donné un procédé pour communiquer à la soie des couleurs vives par le moyen de la cochenille.

Les efforts des savants français dans les recherches sur

la teinture ne se sont pas ralentis, et nous allons voir que ce que disait Home dans le siècle dernier est encore vrai aujourd'hui. Voici comme il s'exprime : « C'est à l'Acadé- » mie des sciences que les Français doivent la supériorité » qu'ils ont en plusieurs arts, et surtout dans celui de la » teinture. »

Bertholet fit paraître un ouvrage important sur la teinture : ses travaux et ceux de Chaptal régularisèrent les pratiques des ateliers, perfectionnèrent les procédés de blanchiment des tissus, et surtout des tissus de coton, de chanvre et de lin, en tirant parti des propriétés merveilleuses du chlore; ils portèrent dans l'appréciation des recettes de la teinture cet esprit philosophique qui seul pouvait dégager l'art des entraves où la routine et l'empirisme l'avaient emprisonné depuis si long-temps. C'est à partir du commencement du XIX[e] siècle qu'on a introduit dans les ateliers l'usage des matières minérales pour colorer les tissus. Aux sels de fer sont venus successivement se joindre l'arséniate de cuivre, le bleu de Prusse, les sulfures d'arsenic, le chromate de plomb, le peroxide de manganèse, etc., qui ont fourni aux industriels de nouveaux moyens de varier leurs produits, et de les obtenir avec plus d'économie.

Un chimiste contemporain, M. Chevreul, déjà si célèbre par ses belles recherches sur les corps gras, isola un grand nombre de principes colorants, étudia l'action des agents chimiques sur eux, et se rendit ainsi facilement compte des opérations qui ont pour but de fixer les couleurs sur les tissus.

Brancroff divise les couleurs en deux séries, les *couleurs substantives* et les *couleurs adjutives*, d'après leur affinité pour les tissus. Les premières se combinent avec les étoffes en vertu de leur propre affinité ; les secondes ne s'y fixent que par l'intermédiaire d'une autre substance.

On appelle *mordant* toutes les substances qui servent

d'intermédiaire entre les principes colorants et les matières à teindre. Le nom de *mordant* fut créé par les teinturiers français à l'époque de l'enfance de l'art, où ils pensaient que l'action des mordants était mécanique, qu'ils étaient d'une nature corrosive ou mordante, et servaient simplement à ouvrir les pores de l'étoffe dans lesquels la matière colorante pouvait ensuite s'introduire. Dufay et Berthollet démontrèrent que leur action est toute chimique; qu'ils ont pour la matière de l'étoffe une affinité qui est la cause de leur adhérence; tandis que de son côté la matière colorante se fixe au mordant par l'affinité qu'elle a pour ce dernier. Les mordants sont, en général, pris parmi les bases ou oxides métalliques. Leur nombre est assez restreint, parce qu'il faut qu'ils réunissent la double condition de posséder tout à la fois une forte affinité pour la matière colorante et pour la fibre organique; d'ailleurs les bases insolubles peuvent seules former des combinaisons insolubles avec ces deux sortes de corps. Ainsi, bien que la chaux et la magnésie, l'oxide de plomb, par exemple, possèdent une assez grande affinité pour les matières colorantes, et que ces oxides soient susceptibles de former avec elles des combinaisons insolubles, néanmoins ils ne peuvent également servir de mordant par la raison seule qu'ils ne jouissent d'aucune affinité pour les tissus. L'expérience a démontré que de toutes les bases l'alumine, les oxides d'étain et de fer réussissent le mieux comme mordants : aussi l'alun, l'acétate d'alumine, l'acétate et le sulfate de fer, l'aluminate de potasse, les chlorures d'étain sont-ils généralement employés dans les ateliers.

Nous allons maintenant, en prenant M. Chevreul pour guide, faire connaître les principales applications des couleurs les plus employées.

INDIGO. — *Indigotine.* — L'*indigo* est une matière bleue qu'on trouve dans le commerce sous forme de petits pains cubiques, d'une belle couleur bleue, à cassure brillante,

cuivrée. L'indigo se prépare particulièrement aux Indes orientales; le meilleur est celui de Guatimala. On rencontre cette matière colorante dans un état particulier bien différent de celui où elle constitue l'indigo dans plusieurs familles de plantes, les *légumineuses*, les *apocynées*, les *crucifères*, les *polygonées*; mais on la retire particulièrement des espèces du genre *indigofera* et quelquefois de l'*isatis tinctoria* ou *lusitanica*, et du *polygonum tinctorum*.

Préparation de l'indigo. — L'indigo s'extrait des différentes espèces d'indigofera par le procédé suivant. Lorsque la plante est en pleine fleur, époque à laquelle elle contient le plus possible de matière colorante, on la coupe avec une faux, on l'introduit tantôt fraîche, tantôt après l'avoir desséchée, dans un grand vase appelé *trempoir*, et on y fait arriver de l'eau, après avoir mis des planches épaisses sur la plante pour empêcher qu'elle surnage sur l'eau. Bientôt il s'établit une fermentation dans la masse; du gaz acide carbonique et du gaz hydrogène se dégagent, et la liqueur, qui est jaune, se couvre d'une mousse qui passe en peu de temps au violet. Pendant cette fermentation, il se dissout dans la liqueur une matière qui s'oxide au contact de l'air, bleuit et se précipite. Cette matière est de l'indigo. Pendant long-temps on croyait qu'il ne pouvait être obtenu qu'à l'aide de la fermentation; mais M. Chevreul a fait voir qu'on peut l'extraire du pastel en traitant celui-ci par de l'eau chaude exempte d'oxigène, et qu'en absorbant de l'oxigène, la solution jaune ainsi obtenue devenait bleue et laissait déposer de l'indigo. La liqueur jaune qui provient du contact de l'eau avec la plante en fermentation est décantée dans un autre vase, où on l'agite souvent, de manière à mettre toutes ses parties en contact avec l'air. Elle devient bleue, se trouble et laisse déposer de l'indigo que l'on met égoutter sur des filtres de toile qu'on lave et qu'on sèche. Assez souvent on ajoute de l'eau de chaux ou de l'acide sulfurique à la liqueur chargée d'in-

digo pour accélérer la précipitation de celui-ci. Des procédés analogues ont été récemment suivis en France pour extraire l'indigo d'une nouvelle plante indigotifère qui peut très bien être cultivée dans des prés humides, le *polygonum tinctorium*.

Nous allons présenter actuellement, d'après M. Chevreul, les propriétés tinctoriales du principe essentiel de l'indigo.

Indigotine. — Cette substance, à laquelle les indigos du commerce doivent essentiellement leur propriété de teindre les étoffes en bleu violeté, est remarquable à beaucoup d'égards. Elle est formée de quatre éléments : oxigène, hydrogène, carbone et azote. Elle est susceptible de perdre une partie de son oxigène et de devenir blanche ; c'est dans cet état qu'elle existe dans les cuves de pastel, les cuves d'inde et les cuves à froid. Dans les premières, l'indigotine blanche ou désoxigénée est dissoute par la chaux, l'ammoniaque et souvent par la potasse ; dans les secondes elle l'est par la potasse ; enfin dans les cuves à froid elle l'est presque toujours par la chaux. Mais, pour obtenir une dissolution alcaline d'indigotine blanche, il faut ajouter à l'eau, à l'indigo du commerce et à la base alcaline, qui servent à la préparer, une matière combustible capable de prendre de l'oxigène au principe colorant. Dans la cuve de pastel, la matière combustible se compose d'une partie même des principes immédiats organiques du pastel et de la garance; dans la cuve d inde elle provient des principes de la garance, et du son qu'on peut y ajouter ; enfin dans la cuve à froid, c'est du protoxide de fer, ou bien quelquefois du protoxide d'étain, ou bien encore du sulfure d'arsenic, qui constituent la matière combustible.

Il faut distinguer la cuve où l'indigotine désoxigénée est unie à la potasse, à la soude, à l'ammoniaque, des cuves où elle l'est à la chaux, sous ce rapport qu'un excès de base dans les premières ne détermine point la précipitation

d'une portion de l'indigotine incolore, comme cela a lieu dans les dernières lorsqu'on dépasse la proportion de chaux nécessaire pour obtenir le maximum d'indigotine dissoute; car alors une portion de cette substance se précipite en combinaison avec l'excès de chaux; ce fait est donc très important à prendre en considération dans la conduite des cuves à froid et des cuves de pastel.

Lorsqu'on plonge une étoffe dans une cuve d'indigotine désoxigénée, il est difficile de dire avec quelque raison, dans l'état actuel de la science, si l'indigotine désoxigénée se porte sur l'étoffe en abandonnant son alcali. Quoi qu'il en soit, si cette combinaison ne s'effectue pas, il y a tendance à ce qu'elle se fasse; conséquemment l'excès d'alcali dans la cuve est contraire à cette tendance. En admettant maintenant le cas où la combinaison dont nous parlons s'effectuerait dans une cuve où il n'y aurait que la quantité convenable de base, on conçoit qu'en ajoutant un excès d'alcali on pourrait s'opposer à l'effet. Dans tous les cas il est évident que l'action de l'alcali est contraire à celle qui tend à unir le principe colorant avec l'étoffe.

Si l'étoffe imprégnée du liquide de la cuve est exposée à l'air, alors l'oxigène atmosphérique fait passer l'indigotine au bleu, et dans le cas où il n'y en aurait pas déjà de fixée à l'étoffe, la combinaison s'en opérerait à l'état naissant, et l'alcali resterait libre.

L'indigotine désoxigénée sous l'influence du protoxide de fer ou d'étain, et dissoute dans la potasse, ne donne pas aux étoffes de laine et de soie précisément la même couleur que l'indigotine d'une cuve de pastel ou d'une cuve d'inde; la couleur de l'indigotine pure tirant naturellement sur le violet, pour peu qu'elle soit accompagnée de quelques principes colorants jaunes, elle teindra alors l'étoffe en un bleu plutôt verdâtre que violâtre : c'est surtout dans les tons clairs que cet effet est sensible.

L'indigotine dissoute dans l'acide sulfurique forme l'a-

cide *sulfo-indigotique*, qui est susceptible de teindre les étoffes de lin, de coton, de soie et de laine. On peut l'appliquer sur la soie et la laine sans l'intermédiaire d'aucun corps ; mais sur les étoffes de coton on se sert presque toujours d'un sel à base d'alumine.

L'acide sulfo-indigotique peut s'unir aux étoffes à l'état incolore ; alors celles-ci ont la blancheur qui leur est propre; elles ont paru ne rien céder à l'eau non aérée dans laquelle on les malaxe ; mais, dès qu'elles sont en contact avec l'oxigène atmosphérique, elles deviennent bleues.

Les eaux qui contiennent de l'acide hydrosulfurique, ou un hydrosulfate, décolorent les étoffes teintes au sulfate d'indigotine qu'on y plonge.

D'après M. Chevreul, 0gr.,01 d'indigotine dissous dans 0gr.,0612 d'acide sulfurique concentré pur étendu d'une quantité d'eau telle que la solution occupe un volume de 20 centimètres cubes, peut teindre :

1gra. de laine au ton 18 d'une gamme composée de 28 tons.
1 7,5
1 1

et en opérant avec la soie :

1gra. de soie au ton 16 d'une gamme composée de 28 tons.
1 9
1 5

ORSEILLE. — On fabrique avec les diverses espèces de lichens, *rocella*, *parellus*, *tartareus*, *deustus*, *dealbatus*, etc., une matière colorante particulière, connue sous le nom d'*orseille* ; et ce qui est plus remarquable, c'est que ces lichens ne contiennent point de matières colorantes toutes formées, mais qu'elles ne sont produites que par les transformations de principes qui les composent, transformations qui s'opèrent sous l'influence de l'air et de l'ammoniaque. Voici comme on prépare l'orseille aux Canaries. On sèche le lichen, on le moud et on le réduit avec de

l'urine en une pâte qui, abandonnée à elle-même, entre en putréfaction, et dégage de l'ammoniaque qui dissout la matière colorante. Quelquefois on y ajoute de la chaux. En France on prépare un produit analogue avec du *lichen parellus* et du *lichen dealbatus*, qu'on traite par l'urine et la chaux; en Angleterre on se procure une couleur semblable en introduisant le *lichen tartareus* dans de l'ammoniaque caustique faible, obtenue en distillant l'urine pourrie avec de la chaux. Cette couleur est appelée *cudbear*, nom tiré de celui de son inventeur *Cuthberth Gordon.*

On voit donc que l'orseille doit sa propriété colorante, non à un principe immédiat tout formé dans les lichens qui servent à la préparer, mais à l'altération qu'un principe immédiat, nommé *orcine* par M. Robiquet, qui nous l'a fait connaître, éprouve de la part de l'oxigène atmosphérique et de l'ammoniaque. L'orcine ainsi altérée teint la soie et la laine non mordancée surtout, en violets extrêmement beaux, mais qui n'ont malheureusement aucune solidité au soleil. L'orseille est employée pour donner un *pied* aux soies qu'on veut teindre en bleu violet ou en violet, en les passant ensuite dans la cuve d'inde. Elle sert encore à donner un œil plus agréable aux violets et colombins sur laines faits à la cochenille et à la cuve. Elle est susceptible de donner à la laine d'autres couleurs que le violet, lorsqu'on la modifie par la dissolution d'étain, etc.

TOURNESOL. — On trouve dans le commerce de petits cubes d'une couleur plus ou moins bleue, connus sous le nom de *tournesol en pain.* On les prépare à l'aide du *rocella tinctoria,* que l'on traite par l'urine, de la chaux et de la potasse, à peu près comme quand il s'agit de préparer l'orseille.

La couleur bleue de tournesol est rougie par les acides les plus faibles. L'infusion de tournesol est blanchie par l'acide sulfureux, et la couleur est détruite par le chlore.

Papier de tournesol. — Les chimistes se servent du tournesol pour préparer le réactif le plus sensible à la pré-

sence des alcalis et des acides. A cet effet, ils trempent du papier dans une infusion aqueuse saturée de tournesol, et ils le sèchent ; dans cet état il a une belle couleur bleue, et peut servir à reconnaître la présence des acides. Pour découvrir les alcalis, on emploie le papier de tournesol rougi par un acide ; il se prépare avec la même infusion neutralisée ; à cet effet, on y ajoute quelques gouttes d'acide acétique, de manière à ce qu'elle devienne visiblement rouge, en conservant néanmoins une légère teinte bleue. L'infusion rougie par un acide plus fort que l'acide acétique ne donne pas du papier assez sensible.

M. Kane a exécuté un travail important sur le tournesol ; il en a isolé plusieurs principes curieux ; mais la nature de notre ouvrage ne nous permet pas de nous étendre sur ce sujet.

Bois de Campêche. — C'est une des matières premières les plus importantes de l'art de la teinture. M. Chevreul en a extrait une substance cristalline, qui lui communique les propriétés colorantes, l'*hématine ;* elle forme avec les bases des combinaisons d'un bleu légèrement violeté, et avec les acides, des combinaisons d'un rouge plus ou moins pourpre, lorsqu'elles sont à l'état solide : car celles de ces combinaisons que l'eau dissout affectent une couleur jaune-orangé lorsqu'elles ont été suffisamment étendues.

Le protoxide d'étain se comporte avec l'hématine comme une base salifiable, le peroxide comme un acide ; enfin l'acide borique agit sur elle comme le ferait un sel basique.

Sa propriété tinctoriale est vraiment remarquable : qu'on fasse dissoudre $0^{gr.}$,025 d'hématine dans 250 cent. cubes d'eau à une température convenable, et qu'on y plonge ensuite une toile de coton pesant $1^{gr.}$,82, couverte aux trois quarts au moins de sa surface de mordant d'alumine pour rouge et rose de garance, et de mordant de fer pour noir et violet de garance, et on la verra prendre le violet, le

bleu violeté et le bleu noir les plus nourris ; et dans ce bain on pourra encore teindre successivement cinq échantillons de toile semblables au premier ; mais le dernier n'aura qu'une teinte d'un gris violeté.

On peut très bien se rendre compte, d'après les propriétés de l'hématine, des usages du bois de Campêche en teinture. Voici comme s'exprime M. Chevreul à cet égard : Lorsqu'on teint des étoffes dans l'infusion ou la décoction de ce bois, sous l'influence d'une base qui agit sur l'hématine à la manière d'un alcali, on obtient du bleu tirant légèrement sur le violet. Tel est le procédé pour teindre en bleu de campêche le coton, la toile et la laine, au moyen du vert-de-gris, de l'acétate de cuivre, de l'acétate d'alumine.

Lorsqu'on teint le coton, la soie et la laine avec le *bain de physique* (c'est-à-dire une liqueur préparée avec acide hydrochlorique 12, acide nitrique 4, étain 1), on obtient un violet, parce qu'il y a très probablement réaction d'une base et d'un acide sur l'hématine.

L'alun pur, à plus forte raison l'alun et le tartre appliqués sur la laine, donnent des résultats analogues.

Enfin la laine, passée d'abord au tartre, au sulfate de fer et au sulfate de cuivre, et ensuite dans un bain de campêche et de verdet, se teint en noir.

Lorsqu'on prolonge l'immersion de la laine alunée dans un bain de campêche bouillant et concentré, l'étoffe acquiert une couleur si foncée qu'elle paraît noire, surtout si elle reçoit l'influence de l'air. En effet, qu'on teigne comparativement dans des bains de campêche deux échantillons de laine alunée, dont l'un sera exposé au contact de l'air, tandis que l'autre sera absolument soustrait à ce contact, celui-ci sera d'un violet noir, l'autre d'un noir-roux verdâtre. Cette expérience prouve que le contact de l'air, en réagissant sur la combinaison d'hématine, produit de la couleur jaune, et que c'est ainsi que la teinte violette disparaît. Le

bois de Campêche, développant du bleu avec les bases salifiables, peut être employé à faire des verts, si l'on fixe une combinaison de ce genre avec une combinaison jaune de gaude, de quercitron, etc.

On a employé l'hématine, fixée par l'alun et la composition d'écarlate, pour remonter des bleus d'indigo sur laine.

Bois de Fernambouc ou de Brésil. — M. Chevreul est parvenu à extraire du bois de Brésil, *Cæsalpinia cristata*, une matière cristalline (brésiline) en petites aiguilles de couleur orange, soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther; elle se comporte avec les acides et les alcalis comme l'hématine; mais la solution aqueuse se conserve plus long-temps que celle d'hématine.

Les propriétés de la brésiline expliquent les couleurs que les décoctions de bois de Brésil ou de Fernambouc, etc., donnent aux étoffes.

Les sels, dont la base est blanche et alcaline, fixent la brésiline en rouge violet plutôt qu'orangé sur les étoffes; tels sont les sels à base de protoxide d'étain, etc.; les acides, et les sels qui agissent comme tels, la fixent au contraire en rouge plus ou moins écarlate.

D'après cela, on conçoit que pour avoir des roses sur le coton aluné, on passe celui-ci dans un bain de physique (page 512) à 2° avant de le plonger dans le bain colorant.

Le coton engallé et aluné prend une couleur bien plus nourrie que celui qui est simplement aluné.

Le coton mordancé d'acétate de fer prend dans le bain de brésil une couleur d'un pourpre violet, qui paraîtrait noir si l'étoffe était fortement imprégnée de fer.

Le bois de Brésil sert à faire le *cramoisi faux*, le *ponceau faux* sur la soie. On l'emploie également pour teindre la laine alunée et tartrée en rouge; mais ces couleurs ne sont pas bon teint.

Garance. — C'est la racine du *rubia tinctorum*, de la

famille des rubiacées ; elle fournit à la teinture des couleurs aussi belles que solides. C'est une des matières colorantes des plus précieuses, surtout pour la teinture sur coton. La propriété que possède la garance de teindre le coton en rouge ou en rose solides quand il a été aluné, et en violet et en noir solides quand il a été passé au mordant de fer, est due à un beau principe colorant, l'alizarine.

De l'alizarine.—Cette matière fut découverte en 1827, dans la garance, par Robiquet et Colin. Voici le procédé qu'ils ont indiqué pour la préparer : on mêle la racine avec 2/3 de son poids ou avec un poids égal au sien d'acide sulfurique concentré , avec la précaution d'éviter que le mélange ne s'échauffe. La masse est abandonnée à elle-même pendant quelques jours , espace de temps pendant lequel l'acide charbonne tous les corps autres que la matière colorante ; si le mélange venait à s'échauffer, une grande partie de cette dernière serait également charbonnée. On lave la masse pour en extraire tout l'acide ; la matière colorante reste à l'état de mélange intime avec le charbon. On sèche ce mélange , on le traite d'abord par de l'alcool froid pour en extraire un peu d'une substance grasse , et on l'épuise ensuite par l'alcool bouillant ; on verse de l'eau dans les solutions alcooliques, on distille l'alcool, et on filtre la liqueur restante ; l'alizarine reste à l'état de pureté sur le filtre.

L'alizarine est inodore et insipide ; elle se sublime facilement en longues aiguilles lisses, pour la plupart capillaires, flexibles, d'un orange sale. Mais pendant la sublimation , une partie de l'alizarine se décompose, et pour que la destruction ne s'étende pas sur une grande quantité de matière , il faut procéder à la sublimation dans des vases très plats. Introduite dans l'eau froide , elle tombe au fond de ce liquide , dans lequel elle est presque insoluble. L'eau bouillante en dissout une petite quantité , en prenant une belle couleur rose. L'alcool de 0,83 la dissout ; à la tempé-

rature de 12°, il en faut 212 parties pour dissoudre une partie d'alizarine ; la dissolution est rouge. L'éther de 0,73 ne dissout, à 12°, que 1/160 d'alizarine ; la dissolution est jaune ou orange. Le chlore a très peu d'action sur l'alizarine ; cependant elle affaiblit peu à peu la nuance rougeâtre et la fait virer au jaune. L'acide sulfurique la dissout en prenant une couleur rouge de sang. L'eau la précipite de cette dissolution. Les acides étendus ne la dissolvent pas. Elle donne avec les alcalis des combinaisons solubles d'un violet rougeâtre. Les carbonates alcalins dissolvent l'alizarine en prenant une couleur violette. Elle donne avec les terres alcalines des précipités violets ou lilas, avec l'alumine un précipité rouge ou rouge brun. Avec les oxides métalliques, elle forme des combinaisons insolubles, de couleur violette ou rouge brunâtre.

Xanthine. — Kulhmann a donné ce nom à la matière colorante jaune contenue dans la garance. Elle est très soluble dans l'eau et dans l'alcool, moins soluble dans l'éther. Avec les bases, elle forme des combinaisons rouges. Elle possède plusieurs des propriétés de l'alizarine, et tout porte à croire qu'elle n'est qu'une modification de cette dernière.

Purpurine. — On a donné le nom de *purpurine* à une matière extraite de la garance, qui ressemble beaucoup à l'alizarine. Les garances d'Alsace contiennent plus de purpurine : aussi conviennent-elles mieux que les autres pour la fabrication de belles laques roses, dont le principe colorant est la purpurine. Une dissolution chaude d'alun dissout bien la purpurine, et n'attaque pas sensiblement l'alizarine.

Maintenant que nous connaissons les propriétés des principes colorants de la garance, nous pouvons exposer, d'après M. Chevreul, ses applications à la teinture. On peut reconnaître à cette matière première trois facultés différentes.

La première donne lieu à des couleurs rouges au moyen de sels alumineux; la seconde à une couleur jaune, la troisième à une couleur fauve.

La première faculté colorante provient de l'alizarine et de la purpurine; mais comme ces principes sont inégalement stables, les rouges produits par eux le sont d'autant plus que la purpurine y est en moindre proportion.

La seconde faculté colorante provient d'un principe jaune (*xanthine*), qui paraît avoir beaucoup de rapport avec celui qui se trouve dans la plupart des sucs végétaux, du moins ceux qui ont éprouvé l'influence de l'air.

Enfin, la troisième faculté colorante provient d'une matière fauve, qui est probablement complexe, c'est-à-dire représentée par des principes colorants rouge et jaune, et une matière brune.

On doit remarquer que si l'action de l'air sur la garance paraît concourir au développement de la faculté qu'elle a de teindre en rouge, il arrive que la prolongation de cette action augmente singulièrement sa faculté de teindre la laine en rouge brun; et c'est à un tel point, qu'il faut bien plus de garance récente que de garance vieille pour teindre au même ton un poids égal de laine alunée et tartrée; et encore remarque-t-on souvent que la couleur obtenue avec la garance récente est plus jaune ou moins brune que la couleur obtenue avec la garance ancienne. D'un autre côté, si l'on teint comparativement deux échantillons de laine alunée, avec de la garance, l'un sans, et l'autre avec le contact de l'air, celui-ci prendra une couleur rouge plus brune et moins jaune que l'échantillon qui aura été soustrait au contact de l'atmosphère.

Enfin, il est une considération bien importante pour se rendre compte de l'action de la garance sur une étoffe donnée, c'est que les étoffes de coton, de soie et de laine passées au même mordant, ont des aptitudes différentes à

s'unir aux divers principes colorants auxquels nous avons rapporté les facultés tinctoriales de la garance.

Les avantages de la garance pour la teinture du coton peuvent se déduire des propriétés que l'on a reconnues à l'alizarine extraite de cette racine, de former, avec l'alumine, des rouges et des roses solides, et avec le peroxide de fer, des noirs et des violets également solides ; et nous ajouterons que les couleurs de la garance sur le coton sont susceptibles d'acquérir un grand degré d'intensité si l'on fait concourir à l'opération des bains huileux ; de là résulte la teinture de garance *en rouge ordinaire*, et la teinture de garance *en rouge ture*, où l'on fait usage de l'huile. Malgré les progrès que ces teintures ont faits depuis quarante ans, il reste encore une découverte bien importante à faire ; c'est celle d'un procédé propre à appliquer, soit à la planche, soit au rouleau, la couleur de la garance sur les toiles de ligneux. Aujourd'hui cette application se fait exclusivement en passant la toile mordancée dans de l'eau plus ou moins chaude où l'on a délayé de la garance.

COCHENILLE. — C'est un petit insecte qui nous fournit une matière colorante, rouge, très importante ; nous le décrirons dans la partie de ce cours consacrée à l'histoire naturelle. Nous allons nous contenter ici de donner, d'après M. Chevreul, ses applications à la teinture. La matière colorante de la cochenille a beaucoup de rapport avec la brésiline, par la manière dont elle se comporte avec les acides et les bases salifiables. Avec les premiers, elle forme des composés rouges, tirant sur l'orange plutôt que sur le violet ; avec les alcalis, des composés violets ; le protoxide d'étain se comporte avec elle comme une base alcaline, et le peroxide du même métal comme un acide. L'action de ces oxides sur la matière colorante de la cochenille est donc analogue à celle qu'ils exercent sur la brésiline et l'hématine.

MM. Pelletier et Caventou ont obtenu le principe colo-

rant de la cochenille, sinon pur, du moins dans un état qui en approche beaucoup, et l'ont nommé *carmine*, parce que c'est lui qui colore la belle laque qui est connue sous le nom de *carmin*.

La carmine fixée sur la laine par l'alun et le tartre, et sur la soie par l'alun, soit pur, soit mêlé de tartre, et même de composition d'étain, constitue le *cramoisi fin*, une des couleurs les plus belles et les plus stables. On remarque qu'une légère couleur jaune donnée à la laine et à la soie ne nuit pas à cette teinture. Pour qu'on réussisse à faire le cramoisi bien uni sur la laine, celle-ci doit être homogène; si elle ne l'est pas, il est nécessaire de remplacer l'ébrouage par un bain alcalin.

La carmine fixée sur la laine par la composition d'étain donne l'*écarlate*, couleur qui est essentiellement une combinaison de carmine, de peroxide d'étain, d'acide tartrique et d'acide hydrochlorique. Cette composition explique parfaitement pourquoi l'écarlate devient rose et même amaranthe par le contact des sels basiques, et à plus forte raison des alcalis.

On a été long-temps avant de faire des roses sur soie avec la cochenille, l'acide tartrique et une dissolution d'étain. Aujourd'hui cette teinture ne présente aucune difficulté, et si l'on teint préalablement la soie avec le rocou, on obtient des couleurs très variées, mais qui sont cependant toujours équivalentes à du rouge, et à du jaune plus ou moins brun, suivant la hauteur du pied de rocou.

Une dissolution d'étain convenable pour cette teinture est celle qui résulte de 1 partie d'étain pur dissoute dans un mélange de 4 parties d'acide chlorhydrique fumant et de 2 parties d'acide nitrique à 36°. On ajoute à cette dissolution la moitié de son poids de bitartrate de potasse, puis on mêle à cette liqueur une décoction de cochenille saturée de bitartrate de potasse. La quantité de cochenille

doit être le double du poids de la dissolution d'étain : la soie se passe ensuite à froid dans la liqueur dont nous venons de donner la composition, après l'avoir suffisamment étendue d'eau.

Enfin, en traitant 1 partie de cochenille par 3 parties d'ammoniaque liquide, faisant évaporer la solution à sec, on obtient un extrait qui, étant traité par 20 fois son poids d'eau bouillante mêlée à une quantité de vinaigre égale au poids de la cochenille, donne une liqueur propre à teindre la soie et la laine en roses qui sont beaux, mais qui n'ont pas la solidité du cramoisi de cochenille.

Nous allons exposer rapidement, en prenant toujours M. Chevreul pour guide, les propriétés tinctoriales des matières premières moins importantes que celles que nous venons de faire connaître.

Kermès. — La matière colorante du kermès fixée sur la laine alunée et tartrée constituait l'*écarlate de France* ou l'*écarlate de Venise*, qui ne doit point être confondue avec la carmine de la cochenille fixée par la composition d'étain, couleur qui a été appelée *écarlate des Gobelins* ou *écarlate de Hollande*. En effet, la couleur du kermès, fixée par l'alun et le tartre, est d'un rouge brun qui n'a rien de ce feu qui caractérise l'écarlate de cochenille; mais la première a cet avantage sur la seconde, qu'elle n'est pas tachée par la boue ni par les eaux alcalines.

Si l'on admet que le kermès contient de la carmine, il faut croire qu'il peut agir dans la teinture des laines, non seulement par ce principe colorant, mais encore par un principe jaune et une matière d'un fauve brun; cette dernière n'est peut-être qu'un résultat de l'altération d'une portion des principes colorants jaune et rouge.

Lac-Dye. — Le principe colorant du lac-dye a paru à M. Chevreul identique à celui de la cochenille; s'il est plus solide à la teinture une fois qu'il a été appliqué sur la laine au moyen de la composition d'étain, cela tient proba-

blement à la présence d'un corps étranger qui paraît de nature résineuse.

Le lac-dye ne s'emploie que dans la teinture sur laine, et presque exclusivement pour les nuances qui se font à la composition d'étain.

Gaude. — Cette matière est précieuse en teinture par la beauté et la solidité du jaune qu'elle communique aux étoffes alunées ; le tartre ajouté à l'alun en appauvrit la couleur, et cependant ce sel semble lui donner de l'orangé. Le jaune de gaude, fixé sur la laine par la composition d'étain employée dans la teinture en écarlate, est moins solide au soleil que le jaune fixé par l'alun.

La *lutéoline*, qui est le principe colorant jaune de la gaude, et qui a été isolé par M. Chevreul, ne représente pas toutes les propriétés tinctoriales de la gaude, car celle-ci est susceptible de céder aux étoffes une matière rousse qui ternit le brillant de la lutéoline. Il existe une quantité notable de cette matière dans la gaude sèche ; mais il peut s'en produire aux dépens de la lutéoline, lorsque l'infusion ou la décoction de gaude est soumise pendant un certain temps au contact de l'air et de la chaleur. Enfin, l'infusion fraîche de gaude a paru à M. Chevreul plus propre que la lutéoline à donner une couleur nourrie aux étoffes de coton passées aux mordants ferrugineux.

Quercitron. — Il est surtout employé pour la teinture des toiles de coton ; il a, sur la gaude, l'avantage de ne pas s'appliquer d'une manière bien sensible sur les parties de l'étoffe dépourvues de mordant.

Il s'emploie quelquefois pour teindre les laines ; dans ce cas, le mordant est de l'alun et une dissolution d'étain formée de 7 à 8 parties de métal dissoutes dans un mélange de 12 parties d'acide nitrique à 32°, et de 20 parties d'acide hydrochlorique fumant.

La décoction de quercitron est bien plus disposée à s'altérer sous l'influence de l'air que la décoction de gaude :

c'est ce qui devient sensible quand on a mis au bouillon, pendant deux heures, deux échantillons de laine alunée, dont l'un est en contact avec l'air, et l'autre en est préservé.

Bois jaune. — Le bois jaune est susceptible d'agir en teinture par le morin jaune qu'il contient toujours, et par le morin blanc qu'il contient quelquefois. Il y a la plus grande analogie entre les couleurs produites par ces deux principes et les mordants alumineux et même ferrugineux; comme la lutéoline, les morins jaunes et blancs peuvent se sublimer en cristaux. Voici leur caractère distinctif: le sulfate de peroxide de fer verdit la solution du morin jaune et rougit celle du morin blanc. Le bois jaune diffère extrêmement de la gaude, et surtout du quercitron, par sa tendance à s'appliquer sur les toiles de coton non mordancées.

Le bois jaune est extrêmement disposé à s'altérer sous l'influence de l'air et de la chaleur; comme la gaude, et surtout le quercitron, il passe au roux: c'est pour cette raison qu'il faut teindre le plus rapidement possible les étoffes dans sa décoction ou son infusion, et ne pas préparer ces dernières long-temps avant de s'en servir.

Le bois jaune est employé pour teindre la laine en *vert* concurremment avec l'acide sulfo-indigotique; en *vert-olive* ou *feuille de myrte* avec l'indigotine désoxigénée; en *bronze* concurremment avec l'indigo désoxigéné, la gaude, la garance, l'alun et le sulfate de fer, etc.; en *noir* concurremment avec le campêche, le tartre et les sulfates de fer et de cuivre.

Sarrette. — La sarrette s'applique sur la laine par les mêmes procédés que la gaude: le jaune qu'elle donne est plus vert que celui de la gaude et passe pour être solide.

On fait usage de cette plante dans plusieurs pays du Nord où la gaude ne peut être cultivée avec avantage; elle

est connue à Verviers et à Aix-la-Chapelle sous le nom d'*herbe jaune.*

On s'en sert surtout pour teindre la laine destinée à faire la lisière des draps.

Genestrole.—La genestrole, ou genêt des teinturiers, était fréquemment employée autrefois ; elle l'est à peine aujourd'hui. Le jaune qu'elle donne est inférieur à celui de la gaude et même à celui de la sarrette.

Graine d'Avignon. — La graine d'Avignon, ou la graine de Perse qui en est une variété, ne sert guère qu'à faire un jaune d'application pour les toiles peintes. Cette couleur est intense et assez belle, mais elle n'a pas de solidité.

Fustet. —Le bois de fustet donne à la laine non mordancée, ou à la laine soit alunée, soit préparée au mordant d'écarlate, une couleur jaune tirant plus ou moins sur l'orangé qui est nourrie, brillante, mais qui n'est malheureusement pas solide. Dans les ateliers où l'on tient à faire de bonne teinture, il faut en bannir le fustet, ou du moins ne l'employer que concurremment avec des ingrédiens de grand teint, tels que la cochenille, la gaude, et toujours en faible proportion. Les couleurs de fustet prennent un rouge prononcé par le contact de l'eau de potasse.

Rocou. — Le rocou n'est guère employé que dans la teinture du coton et celle de la soie. Dans la première il sert à faire des fonds orangés ou des dessins de cette couleur que l'on imprime à la planche. Le rocou est d'abord dissous dans une eau légère de potasse, et une fois qu'il a été appliqué sur l'étoffe, celle-ci est passée dans une eau légèrement acidulée.

Il est employé de la même manière dans la teinture des soies ; mais c'est presque toujours comme pied de couleur, qui sera recouvert ensuite soit de gaude, soit de rose de cochenille.

Il est plusieurs cas où l'on peut appliquer le rocou en le

dissolvant d'abord dans l'alcool et mêlant sa solution au bain de teinture. La couleur du rocou est peu solide.

Curcuma. — Le curcuma contient un principe colorant abondant qui s'applique avec une grande facilité sur la laine et sur la soie, mais qui n'a aucune solidité. C'est ce qui explique la couleur bleuâtre que prennent si rapidement les verts qui ont été jaunis au curcuma.

Suie. — La suie bouillie dans l'eau cède à ce liquide une matière colorante qui a peu ou pas d'aptitude à s'unir au coton, mais qui en a une marquée à s'unir à la soie et à la laine non mordancée ou alunée. Ces étoffes prennent dans le bain une couleur de cannelle dont la teinte jaune est rehaussée par l'alun. La suie, outre que sa couleur n'est pas solide, a encore l'inconvénient de durcir la laine, surtout lorsqu'on teint dans un bain dont le résidu insoluble n'a pas été séparé.

Brou de noix. — La liqueur provenant de la macération prolongée du brou de noix dans l'eau est employée dans la teinture de la laine; mais comme la partie soluble du brou est susceptible d'éprouver une altération progressive et qu'il n'y a pas d'époque précise pour l'employer, il en résulte que l'on peut obtenir des couleurs assez différentes du brou de noix, quoiqu'elles rentrent cependant toujours dans ce qu'on appelle le *fauve* ou la *couleur de racine*.

Le fauve du brou de noix tire plus ou moins sur le rouge violâtre; il se fixe également bien sur la laine non mordancée et sur la laine alunée; il est solide, et la laine qui en est teinte, loin d'être dure, est au contraire douce et facile à filer.

Bablah. — Il y a de l'analogie entre la couleur que le bablah donne aux étoffes et celle que leur donne le brou de noix; mais le fauve du premier est moins rougeâtre que celui du second. Lorsqu'on passe simultanément du coton, de la soie et de la laine non mordancés dans une infusion

de bablah, la soie, et surtout le coton, prennent une couleur plus intense que la laine. Si les étoffes sont alunées, le fauve est exalté, mais en jaune et non en rouge. Si les étoffes sont piétées de peroxide de fer, elles prennent un gris-noir rougeâtre. Le bablah donne de la douceur à la laine.

Noix de galle. — La noix de galle est susceptible de teindre les étoffes en une couleur peu intense assez difficile à définir; c'est un gris fauve-jaune rougeâtre. La couleur appliquée sur la laine est plus jaune et moins haute que celle appliquée simultanément sur la soie et le coton non mordancés.

Les étoffes alunées, plongées dans un bain de noix de galle, prennent une couleur bien plus prononcée que les mêmes étoffes non mordancées; cet effet est surtout sensible sur la laine.

Un fait remarquable, c'est que la couleur donnée par la noix de galle et l'alun aux étoffes est bien différente relativement à la hauteur du ton suivant que l'alunage suit ou précède l'engallage. En effet, les étoffes engallées d'abord se colorent bien moins dans l'alunage que dans le cas où les étoffes sont d'abord alunées puis engallées.

Les étoffes piétées de fer prennent, par l'engallage, un noir ou gris-noir bleuâtre.

Les étoffes alunées, qu'on passe dans un bain de sulfate de peroxide de fer, prennent ensuite moins de noir par l'engallage que celles qui n'ont pas été alunées.

La noix de galle est employée dans la teinture rouge de garance sur le ligneux, et surtout dans la teinture en noir.

Sumac. — Le sumac remplace la noix de galle avec avantage dans la teinture en noir; il donne aux étoffes non mordancées un gris jaune très légèrement rougeâtre, qui diffère de celui de la noix de galle en ce qu'il a moins de rougeâtre et plus de jaune.

Les étoffes alunées, surtout la soie et la laine, prennent, dans le bain de sumac, une couleur jaune bien prononcée.

Les étoffes piétées de peroxide de fer prennent, dans le même bain, un gris noir.

Les étoffes alunées et piétées de fer sont plus difficiles à teindre dans le sumac que celles qui n'ont pas été alunées.

D'après cela il est évident que le sumac peut être représenté par une matière jaune; plus, une matière astringente semblable à celle de la noix de galle.

Du noir. — La teinture en noir est une des plus importantes et des plus fréquemment employées; nous allons exposer, d'après M. Chevreul, les moyens que l'on peut employer pour la produire.

« Lorsqu'on teint une étoffe en jaune, en rouge ou en orangé, on ne peut jamais l'amener à une teinte obscure par la raison que le jaune, le rouge et l'orangé sont des couleurs essentiellement vives.

» Lorsqu'on teint une étoffe en bleu soit avec de l'indigotine, soit avec du bleu de Prusse, on arrive à une teinte très obscure mais qui est du bleu tirant sur le violet; et si l'on veut monter l'étoffe au ton le plus élevé possible, on sort de la gamme du bleu pour entrer dans celle d'un rouge cuivré.

» Enfin, si l'on applique sur une étoffe du jaune et du bleu, ou du rouge et du bleu aussi purs, aussi francs que possible, on pourra obtenir des teintes assez obscures mais dont la plus foncée ne le sera cependant pas autant que le bleu le plus foncé.

» Il suit de là *qu'en teinture on ne peut pas plus produire le noir avec deux couleurs qu'avec une seule;* mais si *on applique sur une étoffe du bleu, du rouge et du jaune en des proportions convenables, on aura* DU NOIR.

» De là on a conclu qu'en teinture le noir est produit par

du bleu, du rouge et du jaune en certaines proportions, lesquelles ont été fixées par le P. Castel à 15 parties de bleu, 5 de rouge et 3 de jaune. Mais cette détermination est plutôt le résultat d'une vue théorique que celui de l'expérience, ainsi que le P. Castel lui-même l'a fait remarquer. La difficulté de l'appliquer à un cas de pratique tient à ce qu'on ne connaît point aujourd'hui en teinture des principes colorants qu'on puisse considérer comme représentant le jaune, le rouge et le bleu à l'état de pureté. Que dès lors, si une combinaison ou jaune, ou rouge, ou bleue est fixée sur une étoffe, cette combinaison, loin de représenter tant de parties ou de jaune pur, ou de rouge pur, ou de bleu pur, représente du jaune mêlé soit de rouge, soit de bleu, soit enfin à la fois de rouge et de bleu dans des proportions tout-à-fait indéterminées.

Essayons maintenant à nous rendre compte des principaux procédés employés pour produire les noirs et les bruns sur étoffe.

La noix de galle et un sel de *fer*, si fréquemment employés dans la teinture en noir, ne donnent que du gris violâtre ou bleuâtre.

La pyrolignite de fer, qui contient une matière empyreumatique brune, donne aux étoffes un brun tirant, dans les tons clairs, sur le jaune verdâtre, et dans les tons foncés, sur le roux marron.

En engallant le ligneux et la soie, et en leur donnant un bain de pyrolignite de fer, on peut, en réitérant plusieurs fois ces opérations successives, si on le juge convenable, obtenir *du noir*.

La galle, le campêche et un sel de fer ne produisent guère qu'un bleu violet très foncé; cependant, si on les applique sur la laine dans un bain très chaud, qui, en même temps, est exposé à l'action de l'air, l'hématate de fer éprouve une altération qui, en le faisant passer au roux, est favorable à la production du noir. Cette altération de

l'hématine est remarquable dans le cas où l'on teint au bouillon et au contact de l'air, de la laine alunée dans un bain de campêche, ainsi que nous l'avons dit plus haut.

La galle et les sels de cuivre teignent les étoffes en un fauve olivâtre; le campêche et les sels de cuivre en un bleu-violet : on voit, d'après cela et ce qui précède, la possibilité d'obtenir, au moyen de la noix de galle, du campêche et des sels de fer et de cuivre, une couleur noire sur les étoffes.

Puisque la noix de galle, astringent qui donne un précipité bleu foncé avec les sels de peroxide de fer, est propre à la teinture en noir, il est tout simple qu'elle puisse être remplacée par le sumac, le bablah, etc., qui jouissent de la même propriété; mais lorsqu'il s'agit, dans une recette, de substituer l'un ou l'autre à la noix de galle, il faut tenir compte des proportions de la matière jaune et de la matière rouge relativement à l'astringent ou à l'acide gallique qui forment du bleu avec les sels ferrugineux, proportions qui peuvent être fort différentes.

Lorsqu'on veut avoir du noir sur laine du meilleur teint possible, il faut donner à l'étoffe un pied de bleu d'indigo, puis la passer dans un bain de campêche, de sumac et de sulfate de protoxide de fer.

On peut employer encore du sumac et de la noix de galle dans la proportion de 60 à 2,4. On peut remplacer le sumac par une quantité de noix de galle égale au tiers du poids du sumac prescrit par la recette.

On peut encore substituer au sulfate de protoxide de fer l'acétate, en ayant l'attention que la quantité de l'oxide soit la même dans les deux cas.

On fait du noir sur laine en la piétant de bleu d'indigotine, et en employant pour 100 parties d'étoffe 200 parties de campêche, 60 parties de sumac, 2,4 parties de noix de galle et 20 parties de sulfate de fer; puis donnant trois feux de deux heures chacun à l'étoffe.

DES FERMENTATIONS. — On donne le nom de fer-

mentation à la décomposition spontanée des matières organiques, décomposition qui peut être beaucoup modifiée sous l'influence des corps organisés nommés *ferments*. Cette décomposition offre plusieurs variétés. Les corps qui contiennent du sucre fournissent d'abord de l'alcool, de l'acide carbonique, et ce degré particulier de fermentation a reçu le nom de *fermentation vineuse* ou *alcoolique*. Les corps deviennent ensuite acides, en donnant ainsi naissance à de l'acide acétique, époque qui constitue la *fermentation acide*. La plupart des substances organiques se transforment lentement en *humus*, en subissant des altérations aussi variées que leur nature; on nomme cette décomposition *fermentation putride*; et enfin, si on pouvait considérer toutes les transformations spontanées que peuvent éprouver les matières organiques, on devrait certainement admettre un grand nombre d'autres fermentations particulières; je citerai spécialement la *fermentation muqueuse*, la *fermentation lactique*, qu'éprouve la dissolution du sucre sous l'influence des membranes, comme l'ont noté MM. Frémy et Boutron.

FERMENTATION VINEUSE; *marche de l'opération*. — Il existe quatre conditions essentielles pour qu'un liquide puisse subir la fermentation alcoolique; il faut: 1° qu'il contienne du sucre de raisin (glucose) ou des matières qui, par leurs transformations, peuvent en former; *Ex.*: amidon, qui se convertit en glucose sous l'influence de l'orge germée; ou du sucre de canne, qui se convertit en glucose sous l'influence de la levure; 2° que la solution soit suffisamment étendue d'eau; 3° que la température soit entre 10 et 30°; 4° que l'action soit excitée par la présence de corps particuliers, connus sous le nom de *ferments*. Voici ce qui se passe pendant la fermentation alcoolique. Quand on exprime le suc d'une partie végétale sucrée, par exemple du raisin, de la groseille, des betteraves, des carottes, et qu'on abandonne la liqueur limpide

à elle-même dans un vase légèrement couvert, et à une température de 20 à 24°, elle devient opaline dans l'espace de quelques heures et quelquefois plus tôt; et il s'y manifeste un faible dégagement de gaz qui augmente peu à peu, tandis que la liqueur se trouble et prend un aspect d'eau argileuse; à la fin, la masse entre en une effervescence permanente et assez forte pour être entendue; il s'y produit un dégagement de chaleur, en sorte que la température du liquide s'élève au-dessus de celle de l'air ambiant. Les bulles de gaz partent de la matière qui se précipite; elles se fixent sur cette matière, et l'entraînent avec elles à la surface de la liqueur, qui se trouve ainsi couverte d'un précipité surnageant. Les portions du précipité qui sont débarrassées des bulles gazeuses qui les ont entraînées, tombent sans cesse au fond de la liqueur, dévelopent de nouvelles bulles de gaz, et à peine arrivées au fond, elles se trouvent entourées de bulles de gaz, et soulevées de nouveau à la surface. Ce mouvement continue pendant un espace de temps plus ou moins long, suivant la température, la quantité et l'espèce de sucre contenues dans la liqueur, l'efficacité du ferment, etc.; il peut durer depuis quarante-huit heures jusqu'à plusieurs semaines. Dès que tout le dégagement du gaz a cessé, le précipité, rassemblé à la surface du liquide, et qui consiste en ferment, tombe au fond du vase, et le liquide s'éclaircit, parce que le ferment ne se trouve plus soulevé par des bulles de gaz. Dans cet état, la liqueur ne contient plus de sucre, et sa saveur n'est plus sucrée; elle consiste en un mélange d'eau et de liquide volatil, qui est un des produits de la fermentation, et que l'on connaît sous le nom d'*alcool* ou d'*esprit de vin*.

Ainsi, nous voyons que les matières employées sont le sucre, l'eau et le ferment; que les produits sont un gaz, qui est de l'acide carbonique pur, quand on emploie des liqueurs sucrées, et une liqueur fermentée variable, suivant la nature du produit.

Pour observer la fermentation et recueillir l'acide carbonique, on peut très bien employer un appareil disposé comme l'indique la figure 52.

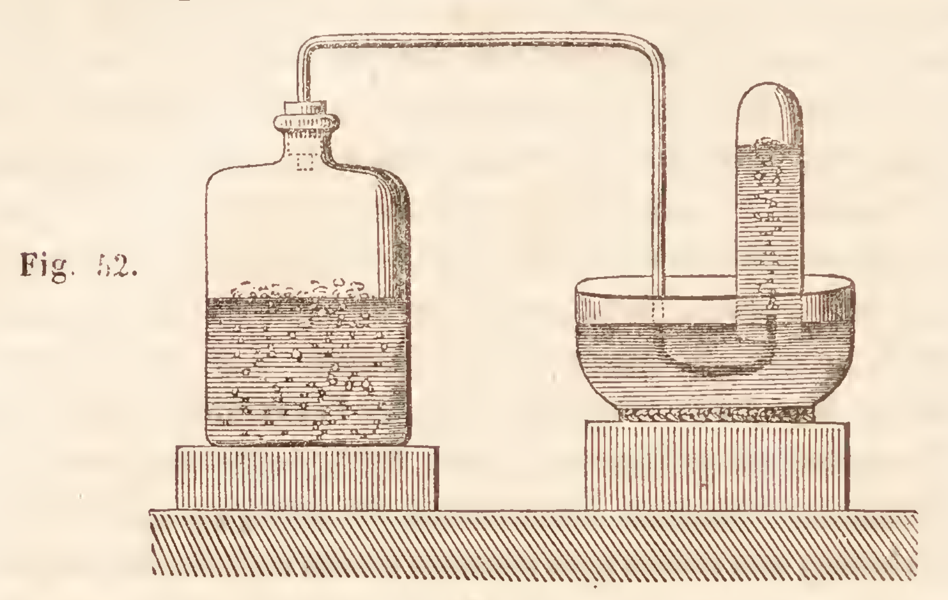


Fig. 52.

Ferments ; théorie des fermentations. — L'histoire des ferments compose encore une des parties les plus obscures de la science, et cependant c'en est une des plus intéressantes. Il n'est point de phénomène plus anciennement observé, et qui ait donné lieu à plus d'expériences, et cependant, par un de ces contrastes qu'on ne rencontre que rarement dans les annales de la science, c'est peut-être celui que nous connaissons le moins encore. Il n'y a pas bien long-temps qu'on croyait être persuadé que la levure de bière contenait un principe immédiat particulier, qui était le vrai *ferment ;* mais des recherches plus positives ont montré que ce corps est un composé de plusieurs principes immédiats, et que c'est un véritable corps organisé.

M. Cagniard-Latour a démontré, par des observations microscopiques très attentives, vérifiées depuis par Turpin et M. Quévenne, 1° que la levure de bière ou le ferment pur est un amas de petits corps globuleux susceptibles de se reproduire, conséquemment organisés, et non une substance simplement organique ou chimique, comme on le supposait ; 2° que ces corps paraissent appartenir au règne

végétal, et se régénérer de deux manières différentes; et 3° qu'ils semblent n'agir sur une dissolution de sucre qu'autant qu'ils sont en état de vie. D'où l'on peut conclure que c'est très probablement par quelque effet de leur végétation qu'ils dégagent de l'acide carbonique de cette dissolution, et la convertissent en une liqueur spiritueuse. M. Cagniard a en outre remarqué, 1° que cette matière organisée peut naître et se développer dans certaines circonstances avec une grande promptitude, même au sein de l'acide carbonique, comme dans la cuve des brasseurs; 2° que son mode de régénération présente des particularités d'un genre qui n'avait pas été observé à l'égard d'autres productions microscopiques composées de globules isolés, et 3° qu'elle ne périt point par un refroidissement très considérable non plus que par la privation d'eau.

La propriété que possède le ferment de déterminer la fermentation d'une dissolution étendue de sucre, est très fugace, et des altérations légères suffisent pour la lui enlever à jamais. Cela était difficile à comprendre autrefois ; on le conçoit facilement aujourd'hui qu'on admet que le premier mouvement de la fermentation est déterminé par un corps organisé, mais qui est sans puissance motrice quand la vie l'a abandonné; ainsi la propriété fermentescible est détruite : 1° par la *dessiccation complète* du ferment. Cependant on a essayé en Angleterre de recueillir la levure qu'on obtient dans la fabrication du porter, et, après l'avoir lavée, d'en expulser l'eau sous une presse mue par la vapeur. Elle acquiert ainsi une si grande dureté, et se trouve si bien séchée, qu'elle peut être conservée et envoyée dans les possessions anglaises des Indes orientales. 2° Par l'ébullition le ferment perd sa vertu; mais elle ne disparaît pas instantanément; plus l'ébullition se prolonge, plus les qualités du ferment diminuent. 3° Quand on verse de l'alcool sur le ferment, celui-ci perd à l'instant même la propriété d'exciter la fermentation. 4° En outre le fer-

ment perd ses qualités sous l'influence de plusieurs agents de nature inorganique, tels que les acides; 1/1000 d'acide sulfurique suffit à cet effet, et l'acide acétique concentré exerce la même action. Les alcalis et les sels, surtout ceux qui abandonnent facilement leur oxigène, produisent le même effet. 5° Plusieurs corps, dont on ajoute une petite quantité au ferment, empêchent la fermentation ; dans ce cas sont l'acide sulfureux et les sulfites, la moutarde en poudre, et surtout l'huile volatile de moutarde, et en général toutes les huiles volatiles contenant du soufre, ainsi que les végétaux qui renferment de ces huiles.

En admettant qu'il ne se forme, pendant la fermentation, que de l'alcool et de l'acide carbonique, cette transformation est représentée par une équation très simple. On sait, en effet, que la glucose, seul sucre qui fermente, peut être représentée par $H^{12} C^8 O^6$, ou par du bicarbonate d'hydrogène carboné bihydraté ou bicarbonate d'alcool ($2 C O^2 + 4 H^2 C + 2 H^2 O$). Les éléments sous l'influence du ferment se combinent dans un autre ordre ; l'acide carbonique se dégage et l'alcool reste dans la liqueur.

Du Vin. — Voici comment on le prépare : S'agit-il de faire du *vin rouge*, on introduit les raisins dans une cuve où on les écrase. Si la maturité est complète, si la température excède 15°, la fermentation ne tarde pas à s'établir ; après vingt-quatre heures elle est en pleine activité. Le marc est soulevé à la partie supérieure, et forme le *chapeau*. Quand le mouvement fermentescible commence à se ralentir, on foule la cuve pour mêler le marc au liquide ; la fermentation recommence de nouveau pour s'apaiser bientôt. A cette époque le chapeau s'affaisse, le vin s'éclaircit; on le soutire, on remplit des tonneaux aux 2/3, puis on porte le marc à la presse. On achève de remplir les tonneaux avec le produit de l'expression ; la fermentation lente continue pendant quelque temps, le vin s'éclaircit, le ferment disparaît; et les matières étrangères qui le trou-

blaient se déposent et sont connues sous le nom de *lie* ; il se précipite aussi du bitartrate de potasse. Le vin se perfectionne peu à peu par la conservation ; sa saveur devient de plus en plus parfaite quand les éléments qui le composent sont en des proportions convenables ; la matière colorante se dépose peu à peu. Mais de temps à autre il subit un travail d'organisation ; sa lie, en s'organisant, produit un nouveau ferment ; il est alors indispensable de soutirer le vin. Le *vin blanc* se prépare comme le vin rouge, excepté qu'au lieu de faire fermenter le raisin avant de l'exprimer, on commence par soumettre immédiatement le raisin à la presse, sans fermentation préalable ; si on le faisait fermenter comme le raisin rouge, il se colorerait en jaune d'une manière très sensible.

Il est quelques conditions essentielles dans la conservation du vin. Il faut que les pièces qui le contiennent soient constamment pleines et dans un lieu frais ; il faut aussi qu'elles soient bien bouchées. Les vins se perfectionnent en pièce quand on réunit ces conditions ; car le produit qui s'évapore par les pores du bois est plus aqueux que celui qui est retenu dans l'intérieur. Les meilleurs vins sont mis en bouteilles, plus ou moins de temps après avoir été tirés ; ces bouteilles étant bien bouchées, les vins s'y conservent long-temps, et leur qualité s'améliore avec l'âge. Les bouteilles doivent être couchées, pour que les bouchons restent humides, sans quoi ils finissent par se dessécher et par fermer moins bien. Quelquefois le vin laisse encore déposer du tartre dans ces bouteilles, et assez souvent on y trouve des cristaux réguliers, quoique petits, de bitartrate de potasse.

Bouquet des vins. — On ne sait pas bien pourquoi le vin s'améliore dans les bouteilles ; on croit généralement aujourd'hui que cette amélioration est produite par la formation d'un éther particulier découvert dans les bons vins par MM. Liébig et Pelouze, auquel ils ont donné le nom d'*éther*

œnanthique, qui communique au vin une odeur particulière, que les connaisseurs trouvent très agréable, et qu'on désigne par le nom de *bouquet.* C'est ce goût qui détermine souvent le prix du vin, indépendamment de la quantité d'alcool qu'il contient.

Les parties odorantes et sapides des vins se produisent par la fermentation du jus de raisin, qui contient une certaine quantité d'acide tartrique ; elles manquent dans tous les vins qui sont exempts d'acide tartrique, ou qui renferment un autre acide organique, tel que l'acide acétique. Les vins des pays méridionaux ne possèdent pas de bouquet ; dans les vins de France cette odeur est déjà très sensible, et dans les vins du Rhin elle est extrêmement forte. Ainsi, parmi les raisins que l'on cultive dans les contrées rhénanes, ceux qui mûrissent le plus tard, et qui acquièrent même rarement un degré de parfaite maturité, le *riessling* et l'*orléans*, possèdent l'odeur vineuse la plus forte, le bouquet le plus prononcé, et sont, en proportion, très riches en acide tartrique. Les raisins précoces, tels que le *rulaender* et d'autres encore, fournissent des vins capiteux, ressemblant, quant à la saveur, aux vins d'Espagne, mais n'ayant pas de bouquet. Les *riessling* qui mûrissent au Cap, et qui y ont été transplantés du Rhin, donnent un vin délicieux, ne possédant pas toutefois l'arome qui distingue les vins du Rhin. D'après cela, il est aisé de voir que l'acide contenu dans les vins se trouve dans un certain rapport avec l'odeur qu'ils présentent ; l'acide et l'odeur se trouvent toujours ensemble. Il est donc hors de doute que la présence de l'acide influe sur la formation du bouquet des vins.

De quelque manière que l'on se représente, dans la fermentation vineuse, la formation des matières odorantes volatiles, toujours est-il certain que le bouquet des vins est dû à la présence d'un éther formé par un acide organique analogue aux acides gras, et produit pendant l'acte même

de la fermentation ; ce n'est que dans les liquides alcooliques qui renferment, en outre, des acides très solubles, que les acides gras, et par conséquent l'*acide œnanthique*, peuvent se combiner avec l'oxide d'éthyle, de manière à communiquer de l'odeur à ces liquides : aussi trouve-t-on l'*œnanthate d'oxide d'éthyle* (l'éther œnanthique) dans tous les vins qui contiennent de l'acide libre, tandis qu'on ne le rencontre point dans les vins qui en sont exempts.

Composition des vins. — Elle est très variable, à en juger par les nombreuses variétés de goût et de couleur. Les principes qu'on trouve généralement dans les vins sont de l'*eau*, de l'*alcool*, du *sucre* non décomposé, de la *gomme*, de l'*extractif* qui provient en partie des raisins, et se forme en partie pendant la fermentation aux dépens du sucre, de l'*acide acétique*, du *bitartrate de potasse*, du *tartrate de chaux*, du *tartrate d'alumine* et *de potasse*, du *sulfate de potasse*, du *chlorure de sodium* ; outre ces corps, on trouve dans les vins rouges du *tannin* et de la matière *colorante rouge*, laquelle, selon Robiquet, peut être obtenue à l'état cristallisé, de l'*éther œnanthique*. La différence entre les diverses espèces de vins dépend des proportions dans lesquelles les matières mentionnées s'y trouvent mêlées, des différences spécifiques qu'offre l'extractif et d'autres causes analogues.

La *quantité d'alcool* varie dans les vins en raison des pays et des climats, ou, dans les mêmes pays, en raison du terrain, du temps et du traitement qu'on fait subir au raisin. Brandes a déterminé la quantité d'alcool contenue dans différents vins. Voici les nombres qu'il a obtenus pour quelques uns : Vin de Porto, 0,19 à 0,24 ; — Madère, 0,18 à 0,22 ; — Hermitage, 0,16 ; — Malaga, 0,16 ; — Syracuse, 0,14 ; — Bourgogne, 0,12 ; — Champagne, 0,11 ; — Rhin, 0,08 à 0,13 ; — Tokai, 0,10. Le meilleur moyen pour obtenir cette donnée est de comparer le volume de l'alcool distillé avec celui de toute la liqueur, et

de déterminer, au moyen de l'alcoomètre, la quantité d'alcool contenu dans le produit de la distillation.

Vins mousseux. — C'est la Champagne qui avait le monopole de la fabrication de ces vins. Il est certain que les crus des coteaux d'Aï et de Silleri fournissent un vin blanc léger qui réunit toutes les qualités désirables à la fabrication des vins mousseux ; mais la plupart des vins de Bourgogne conviennent parfaitement à cette fabrication. Voici comme on fabrique les vins mousseux. Quand le vin est bien éclarci (il ne faut point qu'il soit assez vieux pour qu'il soit privé de tout son ferment), on le met en bouteilles en y ajoutant 45 grammes par bouteille de sucre candi. On renverse les bouteilles sur le bouchon ; il s'établit une nouvelle fermentation qui trouble le vin, mais le ferment se dépose sur le bouchon. On ouvre la bouteille vivement pour laisser échapper cette nouvelle lie, puis on la bouche parfaitement. On la ficelle, on la goudronne, etc. L'inconvénient de ce procédé consiste en ce qu'on n'est pas maître de cette seconde fermentation ; que si elle est trop énergique les bouteilles cassent (c'est la cause de la cherté de ce vin) ; si elle est trop faible, le vin mousse mal.

Maladies des vins. — La *graisse* est la maladie la plus commune et la plus fâcheuse des vins de Bourgogne et de Champagne. Les vins qui en sont atteints, perdant leur fluidité naturelle, filent comme de l'huile. On appelle cette dégénération tourner au gras, filer, graisser. Les vins blancs sont les plus sujets à la graisse, de même que les vins faits avec des raisins égrappés. Nous concevrons parfaitement cette différence ; un vin qui tourne à la graisse est celui qui contient du gluten pur qui réagit sur le sucre ; il s'opère là une vraie *formation muqueuse.* Quand le vin a fermenté avec la grappe, cette dernière contient du tannin qui précipite ce gluten, et la formation muqueuse ne peut plus avoir lieu. Le remède à cette fâcheuse maladie est naturellement indiqué. On ajoute au vin un peu de

dissolution de tannin; on le clarifie à l'aide d'une dissolution de colle de poisson; 1 gramme de tannin ou d'extrait de noix de galle suffit par bouteille.

L'*acescence* est la maladie des vins la plus commune; les causes qui peuvent l'occasionner sont: 1° l'accès de l'air; 2° la température trop élévée du cellier; 3° l'aquosité du vin; 4° les commotions. Lorsqu'un vin tourne à l'aigre, l'air entre avec sifflement dans un trou qu'on pratique au tonneau. Il est aisé de prévenir l'acescence des vins en écartant toutes les causes que nous venons d'assigner, mais il est impossible de faire rétrograder la marche du vin lorsque l'acescence s'est déclarée, c'est une maladie sans remède. On peut quelquefois masquer ce défaut en rétablissant une nouvelle fermentation alcoolique, clarifiant promptement et conservant dans des vases bien bouchés; mais il vaut souvent mieux en faire le sacrifice et le vendre au vinaigrier. Quelques marchands coupables masquent cette acidité en ajoutant de la litharge qui forme de l'acétate de plomb à saveur sucrée; mais au lieu de vin ils vendent du vrai poison. Nous dirons plus bas le moyen de découvrir cette fraude criminelle qui ne pouvait profiter long-temps à ceux qui l'employaient, et qui est aujourd'hui généralement abandonnée.

Les *fleurs du vin* ne constituent pas une maladie particulière; c'est un précurseur de l'acescence.

Procédés pour essayer les vins frauduleusement colorés. — On dissout d'abord 1 partie d'alun dans 11 parties d'eau, et 1 partie de carbonate de potasse dans 8 parties d'eau. On mêle le vin avec un volume égal de la dissolution d'alun qui rend sa couleur plus claire. Puis on y verse peu à peu de la dissolution alcaline, en ayant soin de ne pas précipiter la totalité de l'alumine. L'alumine se précipite alors avec le principe colorant du vin à l'état d'une laque dont la nuance varie avec la nature de la matière colorante, et qui prend, sous l'influence d'un excès

de potasse, une autre teinte qui varie aussi en raison du principe colorant combiné avec l'alumine. Pour procéder à cet essai, il faut faire une expérience comparative avec du vin rouge naturel, parce qu'il n'est pas possible d'établir des comparaisons exactes entre des couleurs qu'on retient seulement dans la mémoire. La comparaison se fait le mieux de onze à vingt-quatre heures après la précipitation. Le précipité que fournit le vin rouge non frelaté est d'un *gris sale* tirant visiblement sur le rouge, et la liqueur devient presque incolore à mesure que la précipitation de l'alumine s'effectue. Des portions du même vin, colorées par les matières suivantes, ont produit les réactions que voici : le vin coloré par les *pétales du coquelicot* a donné un précipité *gris brunâtre*. Le vin coloré par des *baies de troëne* a donné un précipité d'un *violet brunâtre* et une liqueur violette. Le vin coloré par les pétales de la *passe-rose* a offert la même réaction. Le vin coloré par les *baies de myrtille* a donné un précipité gris bleuâtre. Le vin coloré par les *baies d'ièble* a donné un précipité violet et une liqueur de même couleur d'un gris bleuâtre par l'action de la potasse. Le vin coloré par les *cerises* a fourni un précipité d'une belle *couleur violette*; le vin coloré par le *bois de Brésil* a été précipité en *gris violâtre*, et celui qui est coloré par le bois de *Fernambouc* adonné un *précipité* rose.

Voici le meilleur moyen pour s'assurer qu'un vin *a été frelaté avec le plomb ou la litharge*. On emploie une dissolution de sulfure de calcium dans l'acide chlorhydrique ou tartrique étendu ; cette dissolution précipite le plomb à l'état de sulfure noir, tandis que le fer qui peut se trouver dans le vin reste dissous dans l'acide chlorhydrique. Il faut avoir la précaution de décolorer le vin rouge au préalable avec du chlore.

Bière. — Les différentes espèces de bières sont des infusions d'orge germée, très légèrement torréfiée, à laquelle on donne le nom de malt, mêlée avec une infusion de

houblon auquel on fait subir la fermentation alcoolique.

Préparation. — L'infusion du malt reçoit le nom de *moût de bière.* On en prépare de plus ou moins concentrée selon le besoin. On commence par verser de l'eau tiède sur du malt grossièrement moulu, puis on y ajoute de l'eau de plus en plus chaude, de manière que le tout finisse par acquérir une température de 75 à 80°. Pendant ce temps on remue bien la masse de temps à autre, et à la fin on la laisse reposer pendant quelques heures. La conversion de l'amidon en gomme et en sucre continue toujours à s'effectuer, et la saveur sucrée de la liqueur augmente sensiblement. On tire la portion dissoute et on fait bouillir la liqueur, opération pendant laquelle une grande quantité de la gomme d'amidon se transforme en sucre. Les liqueurs ayant beaucoup de tendance à devenir acides, on ajoute à l'infusion du malt, avant de la faire bouillir, une certaine quantité de houblon qui s'oppose à la fermentation acide et donne au moût de bière une saveur amère aromatique. La liqueur concentrée par l'ébullition doit être refroidie rapidement jusqu'à une température d'environ 22°, température à laquelle on y ajoute du ferment ; si le refroidissement s'opérait avec lenteur, la liqueur deviendrait sensiblement acide. Dès qu'elle est arrivée à cette température, on y ajoute de la levure et on cherche à la maintenir au même degré de chaleur. Quand la fermentation est presque terminée, on tire la bière dans des tonneaux où la liqueur s'éclaircit tandis que la fermentation s'achève ; si on la met en bouteille peu de temps avant que la fermentation soit entièrement terminée et qu'on bouche les bouteilles, la bière devient mousseuse, plus agréable à boire et plus rafraîchissante.

Quand la liqueur fermentée est très concentrée, on l'appelle *double bière ;* dans cet état, elle contient de 5 à 8 p. 0/0 d'alcool anhydre. La bière plus étendue se prépare immédiatement à l'état de dilution convenable, ou bien on

l'obtient en étendant la bière forte avec de l'eau que l'on a laissée refroidir après l'avoir chauffée jusqu'à l'ébullition. Cette bière faible contient de 2 à 4 p. 0/0 d'alcool, et souvent moins.

Le *porter*, qui se fabrique en grande quantité, surtout en Angleterre, est une espèce de bière dans laquelle on fait entrer du houblon de la meilleure qualité, et, outre le malt ordinaire, une certaine quantité de malt qui a séché à une température si élevée qu'il a contracté un goût de brûlé sans cependant être brun intérieurement. Le porter fort et mousseux, que les Anglais appellent *brownstout*, contient, selon Brandes, 6 1/3 p. 0/0 d'alcool anhydre, tandis que le porter affaibli, qu'ils appellent *table-beer*, n'en contient que 3,89 p. 0/0.

En France on commence généralement à substituer au *moût de bière*, préparé avec malt, une dissolution étendue de sucre d'amidon préparé par l'action de l'acide sulfurique. (Voyez page 450.)

Bière de Bavière. — Les bières d'Angleterre et de France, et la plupart de celles d'Allemagne s'aigrissent peu à peu au contact de l'air. Cet inconvénient ne se rencontre pas dans les bières de Bavière, que l'on peut conserver à volonté dans des futailles pleines ou à demi-vides, sans qu'elles s'altèrent. Il faut attribuer une qualité si précieuse au procédé particulier dont on fait usage pour faire fermenter le moût, procédé qu'on appelle *fermentation avec dépôt*, et qui a résolu un des plus beaux problèmes de la théorie. Nous allons exposer cette fabrication d'après M. Liébig.

« Le moût de bière est, en proportion, bien plus riche en gluten soluble qu'en sucre ; lorsqu'on le met en fermentation d'après le procédé ordinaire, il s'en sépare une grande quantité de levure à l'état d'une écume épaisse, à laquelle s'attachent les bulles d'acide carbonique qui se dégagent, la rendent spécifiquement plus légère, et la soulè-

vent vers la surface du liquide. Ce phénomène s'explique facilement. En effet, puisque dans l'intérieur du liquide, à côté des particules de sucre qui se décomposent, il se trouve des particules de gluten qui s'oxident en même temps, et enveloppent pour ainsi dire les premières, il est naturel que l'acide carbonique du sucre, et le ferment insoluble provenant du gluten se séparent simultanément et adhèrent l'un à l'autre. Or, lorsque la métamorphose du sucre est achevée, il reste encore une grande quantité de gluten en dissolution dans la liqueur fermentée, et ce gluten, en vertu de la tendance qu'il présente à s'approprier l'oxigène et à se décomposer, provoque aussi la transformation de l'alcool en acide acétique; si on l'éloignait entièrement, ainsi que toutes les matières capables de s'oxider, la bière perdrait par là la propriété de s'aigrir. Ce sont précisément ces conditions que l'on remplit dans le procédé suivi en Bavière.

» Dans ce pays, on met le moût houblonné en fermentation dans des bacs découverts, ayant une grande superficie, et disposés dans des endroits frais, dont la température ne dépasse guère 8 à 10° c. L'opération dure trois à quatre semaines; l'acide carbonique se dégage, non pas en bulles volumineuses, éclatant à la surface du liquide, mais en vésicules très petites, comme celles d'une eau minérale, ou d'une liqueur qui est saturée d'acide carbonique, et sur lequel on diminue la pression. De cette manière, la surface du liquide est continuellement en contact avec l'oxigène de l'air, elle se couvre à peine d'écume, et tout le ferment se dépose au fond des vaisseaux, sous la forme d'un limon très visqueux, nommé *lie*.

La lie ne provoque pas les phénomènes de la fermentation tumultueuse; c'est pour cela qu'elle est tout-à-fait impropre à la panification, tandis que la levure superficielle seule peut y servir. Cette levure de dépôt est une matière toute spéciale; ce n'est pas le *précipité* qui se dé-

pose au fond des cuves dans la fermentation ordinaire de la bière, mais c'est une matière entièrement différente. Il faut des soins tout particuliers pour se la procurer à l'état convenable. Dans le principe, les brasseurs de Hesse et de Prusse trouvaient toujours plus d'avantages et de sûreté à l'aller chercher à Wurtzbourg ou à Bamberg en Bavière, qu'à la préparer eux-mêmes. Une fois la première fermentation établie et bien réglée, on en obtient en abondance pour une autre et pour toutes les opérations suivantes.

A quantité égale d'orge germée, la bière fabriquée avec dépôt contient plus d'alcool et est plus capiteuse que celle qu'on obtient par le procédé ordinaire. Dans plusieurs États de la Confédération germanique, on a fort bien reconnu l'influence favorable qu'exerce sur la qualité des bières l'emploi d'un procédé rationnel pour faire fermenter le moût. Ainsi, dans le grand-duché de Hesse, on a proposé des prix considérables pour la fabrication de la bière d'après le procédé que l'on suit en Bavière. Ces prix se décernent aux brasseurs qui sont à même de prouver que leur produit s'est conservé pendant six mois dans les fûts sans s'aigrir. A l'époque où se firent les premiers essais, plusieurs milliers de tonneaux se détériorèrent, jusqu'à ce qu'enfin l'expérience conduisit à la découverte des véritables conditions, telles que la théorie les avait prévues et précisées.

Ni la richesse en alcool, ni le houblon. ni l'un et l'autre réunis, n'empêchent la bière de s'aigrir. En Angleterre, on parvient, en sacrifiant les intérêts d'un capital immense, à préserver de l'acidification les bonnes sortes d'ale et de porter, en les laissant séjourner pendant plusieurs années dans des fûts énormes bien clos, dont le dessus est couvert de sable, et qui sont entièrement remplis. Ce procédé est identique avec le traitement que l'on fait subir aux vins pour qu'ils *déposent*. Il s'établit alors un léger courant d'air à travers les pores du bois; mais la quantité de matières azotées contenues dans le liquide est tellement grande, par rapport à celle de l'oxigène qui se trouve en

présence, que ce dernier ne peut pas agir sur l'alcool. Cependant, la bière qui a été ainsi maniée ne se conserve pas plus de deux mois dans des futailles plus petites, où l'air a de l'accès.

Faire en sorte que la fermentation du moût de bière s'accomplisse à une température basse, qui empêche l'acétification de l'alcool, et que toutes les matières azotées s'en séparent parfaitement par l'intermédiaire de l'oxigène de l'air, et non pas aux dépens des éléments du sucre, voilà le secret des brasseurs de Bavière. C'est aux mois de mars et d'octobre que se fabrique la bière dans ce pays.

Cidre, poiré et hydromel. — Le *cidre* est une liqueur fermentée qui sert généralement de boisson au peuple dans le nord de la France et dans quelques contrées de l'Allemagne. On prépare le cidre avec des pommes mûres, qui sont d'une qualité particulière. Après avoir écrasé les pommes, on les exprime et on reçoit le jus dans de grandes cuves, d'où il est versé dans des tonneaux placés dans des caves. Le jus de pomme, abandonné à lui-même, entre en fermentation; mais souvent celle-ci ne commence qu'au mois de mars. Quelquefois on met le cidre en bouteilles avant que la fermentation soit terminée; dans ce cas il devient mousseux. Ordinairement on verse sur le résidu exprimé une certaine quantité d'eau chaude, et on le comprime de nouveau; on obtient ainsi un cidre de qualité inférieure.

Les poires, soumises à un traitement analogue, fournissent un liquide connu sous le nom de *poiré*, qui, lorsqu'il est bien préparé, ressemble un peu au vin blanc, et est très alcoolique.

L'*hydromel*, qui servait de vin aux anciens Scandinaves, se prépare de la manière suivante. On dissout 1 partie de miel dans 2 parties 2/3 d'eau bouillante; on ajoute à cette dissolution différentes substances aromatiques, par exemple, des clous de girofle, des fleurs de muscade, etc., et une certaine quantité de malt; puis on la fait fermenter en

y introduisant un morceau de pain grillé, que l'on a d'abord trempé dans de la levure de bière. Le *meth* scandinave ne contenait cependant aucune des substances aromatiques qui viennent d'être citées; on assure qu'on le préparait en faisant fermenter une infusion de primevère (*primula veris*) mêlée avec du miel.

Eau-de-vie et alcool. — On obtient l'eau-de-vie et l'alcool par la distillation du vin et de plusieurs autres liqueurs fermentées, sans avoir égard à la présence de corps qui peuvent rendre la masse fermentée impropre à servir de boisson; de ce nombre sont les mélanges que l'on fait fermenter pour obtenir les eaux-de-vie de grains et de pommes de terre. On fabrique aussi de l'eau-de-vie avec le marc du raisin. Nous allons d'abord traiter des liqueurs qui servent à préparer l'alcool. Nous parlerons ensuite de la distillation et des appareils employés pour l'exécuter.

Les *vins du Midi*, riches en alcool, et qui ne sont point recommandables par le bouquet, sont souvent distillés avec avantage pour obtenir de l'eau-de-vie; c'est la meilleure qualité. On la connaît sous le nom d'*eau-de-vie de Cognac* ou *de Montpellier*. On distille aussi le marc du raisin; mais quand on opère à feu nu, on obtient un produit chargé de goût d'empyreume. Il vaut mieux distiller les vinasses qu'on prépare en épuisant le marc avec l'eau.

L'eau-de-vie qu'on obtient en faisant fermenter la mélasse brune, après l'avoir étendue d'eau, reçoit le nom de *taffia*. Le *rhum* est une espèce d'eau-de-vie plus forte, que l'on obtient par la fermentation des sirops provenant du raffinage du sucre. On appelle *rack* une eau-de-vie préparée avec le riz et les fruits de l'*areca cathecu*. On appelle *slevovitza* l'eau-de-vie obtenue en distillant le produit de la fermentation des prunes; *kirch*, l'eau-de-vie qui s'obtient en distillant le produit de la distillation des cerises noires. Chacune de ces eaux-de-vie a une saveur différente qu'elles doivent à la présence des huiles volatiles contenues dans les matériaux qui servent à la préparation.

Eau-de vie de grains. — Toutes les céréales peuvent s'employer ; le froment en fournit le plus ; mais on emploie généralement le seigle et l'orge. A 7 p. de grain broyé on ajoute 1 p. de malt également broyé. On réduit le mélange en pâte, bien unie d'abord avec de l'eau froide, puis avec de l'eau chaude, pour que le mélange soit à 38°. On ajoute ensuite une quantité suffisante d'eau chaude, en observant qu'il n'y ait pas de grumeaux. On obtient un liquide à 60°, qu'on laisse reposer pendant une demi-heure. Ce temps suffit pour saccharifier l'amidon par l'orge germée. On obtient une quantité d'alcool d'autant plus grande que cette conversion est plus complète. Dès que la masse a atteint son maximum de saveur sucrée, terme qu'il ne faut point dépasser, car elle deviendrait acide, on refroidit le plus promptement possible la masse à 40° ; c'est alors qu'on ajoute la levure ; il est important de l'employer en quantité et de qualité convenables. En général on prend, sur 100 kilogr. de grain broyé, 8 litres de bonne levure. Après l'addition de la levure, on remue la liqueur pendant un quart d'heure, on couvre la cuve avec un couvercle, qui ferme assez bien pour empêcher l'air extérieur de s'introduire dans la cuve, sans cependant s'opposer à la sortie du gaz acide carbonique qui prend naissance. Il devient souvent nécessaire de luter les jointures du couvercle avec de l'argile. Si l'air peut pénétrer jusqu'à la masse qui fermente, celle-ci absorbe de l'oxigène, et une partie de l'alcool formé subit la fermentation acide. La fermentation est ordinairement achevée au bout de quarante-huit heures. Néanmoins, ce temps peut varier en raison de la température de l'air ambiant, et en raison de la nature des matériaux employés. Ordinairement, on admet que la fermentation arrive à son maximum dans l'espace de trente-six heures, et qu'elle diminue et s'arrête enfin dans les douze heures suivantes. Dès que la fermentation est terminée, on procède à la dernière opération, qui est la distillation ou la séparation de l'alcool.

M. Dubrunfaut a remarqué que des eaux calcaires s'opposaient à l'acétification des produits de la fermentation, qui s'opère toujours au détriment de l'alcoolisation; alors il serait bon d'ajouter de la craie au mélange fermentant.

Eau-de-vie de pommes de terre. — On fait cuire les pommes de terre à la vapeur; on les écrase parfaitement, et cette opération s'exécute mieux quand elles sont chaudes. Siemens ajoute à la masse broyée, pour 165 litres de pommes de terre, 107 grammes de potasse calcinée, caustifiée avec 750 grammes de chaux vive et filtrée. L'amidon de pommes de terre ne se résout pas en empois par l'action seule de l'eau bouillante, parce qu'il est environné d'albumine végétale coagulée. Cette agrégation est détruite par la potasse, qui dissout l'albumine végétale; l'amidon, mis en liberté, se dissout alors dans la liqueur. On obtient ainsi une bouillie demi-limpide, mucilagineuse, que l'on refroidit de suite avec de la glace ou en la versant dans un vase de cuivre entouré d'eau froide, sans quoi elle entre en fermentation acide qui fait ensuite des progrès rapides. Cette dissolution n'entre pas seule en fermentation alcoolique. On y ajoute un mélange contenant depuis 1/7 jusqu'à 1/5 du poids des pommes de terre, de malt d'orge broyé et de l'eau chaude, auquel on a laissé subir la saccharification. On refroidit ensuite le tout jusqu'à 25°, soit en y ajoutant de l'eau, soit en y plaçant des morceaux de glace; puis on y introduit la levure et on remue bien le tout. Ce mélange fermente très bien, et il fournit une grande quantité de bonne levure; il est probable que l'albumine végétale des pommes de terre, qui se trouve mise en liberté pendant la saturation de la potasse par l'acide carbonique, favorise considérablement la fermentation. La cuve à fermentation doit également être fermée. L'avantage du procédé de Siemens consiste en ce que l'alcali dissout, outre l'albumine végétale, la fibre amilacée, en sorte qu'à l'exception de l'enveloppe, toutes les parties de la pomme de terre passent dans la bouillie. Le gluten du malt, qui

entre dans la composition du mélange de grain, détermine la saccharification de l'amidon de pommes de terre. L'eau-de-vie est distillée aussitôt que la fermentation est achevée.

DES DIVERS MODES DE DISTILLATION. — Les liqueurs obtenues par les procédés qui sont résumés ci-dessus, il s'agit de procéder à la distillation pour isoler l'eau-de-vie. L'appareil employé pour effectuer cette opération se nomme alambic (*voy.* sa description, page 100). Les liqueurs provenant de la fermentation des grains et des pommes de terre contiennent beaucoup de matières azotées étrangères qui s'attachent au vase dans lequel on les fait bouillir. Quand on chauffe à feu nu, il est indispensable d'agiter le mélange jusqu'à l'ébullition. Le produit qui passe à la distillation est très aqueux; il ne contient souvent que 0,17 d'alcool pur. Mais le défaut principal consiste en ce qu'on est forcé d'appliquer immédiatement la chaleur sur le liquide, et que le produit est toujours infecté d'une odeur empyreumatique.

On a maintenant des appareils de distillation beaucoup plus perfectionnés; on distille à la vapeur : ce mode présente de grands avantages. 1° Il fournit, dans un temps donné, une quantité d'alcool plus grande; 2° la chaleur latente des vapeurs est employée à chauffer et à faire distiller de nouvelles masses de liquide, d'où résulte une grande économie de combustible; 3° on perd moins d'alcool, parce que la distillation du résidu peut être poussée plus loin, et qu'il n'est pas nécessaire de distiller une seconde fois le produit de la première distillation, opération par laquelle on perd quelquefois de 10 à 15 p. 100 d'alcool; 4° la majeure partie de l'huile de grains ou de pommes de terre reste, parce que la température du second alambic est assez basse, et parce qu'une grande portion de l'huile distillée se condense dans le vase où se trouve la liqueur fermentée. Ce fut un distillateur français, nommé E. Adam, de Montpellier, qui, le premier, eut l'idée d'un semblable appareil. Plusieurs personnes se sont ensuite occupées du perfec-

tionnement des appareils distillatoires, et, en dernier lieu, M. Derosnes. Dans l'appareil de celui-ci, la liqueur fermentée est introduite sans cesse par le haut dans l'alambic, et s'écoule par le bas à l'état de phlegme (vinasse) ; en même temps, on obtient de l'alcool concentré, d'une densité égale ou même supérieure à l'esprit de vin obtenu par l'appareil ordinaire. L'appareil de M. Derosnes a le précieux avantage de distiller d'une manière continue, et de donner des produits de richesse alcoolique aussi élevée qu'on désire ; il est généralement usité en France et fonctionne très bien.

ALCOOL. — *Séparation de l'huile volatile.* — L'eau-de-vie contient de l'eau, plus une huile essentielle variable, selon la nature du liquide distillé. Cette huile rend l'eau-de-vie plus légère, mais au contraire augmente la densité de l'alcool. Il est très difficile de débarrasser complétement l'eau-de-vie de cette huile, qui lui communique ordinairement une saveur désagréable. Voici le meilleur moyen. On la distille de nouveau en mettant dans la cucurbite le quart du volume d'eau avec du charbon poreux et léger; ceux de pin, de sapin, de bouleau, conviennent. On recueille séparément la première moitié du liquide ; la dernière moitié du liquide a besoin d'une nouvelle rectification.

Rectification de l'eau-de-vie ou *préparation de l'alcool rectifié et anhydre.* — On distille l'eau-de-vie privée d'huile volatile, et on recueille séparément le premier tiers du liquide distillé, ou une quantité telle que la densité du produit soit de 0,9. On distille de nouveau un tiers du liquide dont la densité est de 0,9, et on obtient un produit de 0,833 de densité: c'est l'alcool rectifié. Pour obtenir l'*alcool anhydre*, on mêle l'alcool de 0,833 dans un vase pouvant être bouché, avec un poids égal au sien de chlorure de calcium, préalablement fondu et concassé; il est important que ce sel ne contienne pas un excès de chaux. On décante la dissolution limpide dans un appareil distillatoire convenable, et on distille la moitié du volume de l'alcool employé. Si l'on a bien exécuté l'opération en tous se

points, l'alcool ainsi obtenu est anhydre, et sa densité est de 0,7947 à la température de 15°, ou de 0,791 à 20°. S'il n'avait pas atteint cette faible densité, il faudrait répéter l'opération avec une nouvelle quantité, plus petite, de chlorure de calcium. On a proposé de remplacer le chlorure de calcium par la potasse ou la soude caustiques ; mais ces alcalis altèrent l'alcool.

Propriétés de l'alcool anhydre. — C'est un liquide incolore très fluide (on ne l'a point solidifié), d'une odeur particulière, pénétrante, d'une saveur brûlante et même caustique, ce qui tient à ce qu'il enlève l'eau aux tissus vivants, et cette action peut s'étendre au point d'éteindre la vie dans ces parties. Pris en petite quantité, il excite vivement l'économie ; à forte dose, il enivre. La densité de l'alcool à 15° de température est de 0,7947 comparée à celle de l'eau prise à la même température. A 20°, elle est de 0,791 ; à 78,41, qui est son point d'ébullition, elle est de 0,73869.

Si l'on fait passer une étincelle électrique à travers un mélange de vapeur d'alcool et de gaz oxigène, l'alcool s'enflamme et brûle avec une explosion violente ; il y a formation d'eau et d'acide carbonique. Si on fait brûler de l'alcool au moyen d'une mèche dans laquelle on a placé un fil de platine tourné en spirale, et qu'on éteigne subitement la flamme, le fil de platine continue à rougir tant qu'il reste de l'alcool. L'alcool se brûle lentement ; outre l'acide carbonique et l'eau, il se forme de l'acide acétique et un corps odorant particulier.

L'alcool a beaucoup d'affinité pour l'eau. Si l'on mêle de l'alcool avec de l'eau à l'état liquide, il se dégage de la chaleur ; il se produit une contraction qui augmente dans une proportion constante avec la quantité d'eau, jusqu'à ce que le mélange se trouve composé de 1 atome d'alcool et de 3 atomes d'eau, ou en poids de 100 p. d'alcool et 116,23 d'eau ; la contraction est égale 3,775 pour 100 du mélange. Selon Rudberg, le maximum de contraction a lieu entre 53,9 et 54 d'alcool pour 100. A partir de ce

point, la contraction produite par de nouvelles additions d'eau devient de plus en plus faible, et finit par se changer en une dilatation apparente. Si l'on mêle de l'alcool avec de l'eau, sa volatilité, ainsi que la dilatation qu'il éprouve par l'action de la chaleur, diminuent. Tralles a trouvé que la présence d'une petite quantité d'eau n'élève pas le point d'ébullition de l'alcool, et Sommering a fait voir que l'alcool, contenant 2 à 3 pour 100 d'eau, est même un peu plus volatil que l'alcool anhydre. L'alcool à 94 pour 100, dont la densité est de 0,82 à 15°, est aussi volatil que l'alcool anhydre, et lorsqu'on distille de l'alcool d'une densité de 0,8, la portion de liquide qui passe la première contient le plus d'eau ; en sorte que l'alcool se trouve concentré par la distillation, et que les dernières portions sont anhydres. Mais, quand on distille de l'alcool qui contient plus de 6 pour 100 d'eau, la portion qui a passé est toujours plus riche en alcool que celle qui reste dans le vase distillatoire.

Voici les nombres obtenus par M. Gay-Lussac, indiquant les quantités, en centièmes, d'alcool anhydre contenus dans un mélange d'eau et d'alcool de différentes densités, qui se rapportent à celle de l'eau à 15°, et non à son maximum de densité : 100 d'alcool ont une densité de 0,7947, — 95 de 0,8168, — 90 de 0,8346, — 85 de 0,8502, — 80 de 0,8645, — 75 de 0,8779, — 70 de 0,8907, — 65 de 0,9027, — 60 de 0,9141, — 55 de 0,9248, — 50 de 0,9348, — 45 de 0,9440, — 40 de 0,9523, — 35 de 0,9595, — 30 de 0,9656.

De la détermination de la quantité d'alcool anhydre contenue dans les eaux-de-vie du commerce. — C'est une question fort importante pour l'acheteur et le vendeur, et pour l'acquittement des droits, que de pouvoir déterminer d'une manière exacte la quantité réelle d'alcool contenue dans un mélange d'eau et d'alcool. Pour arriver à la solution exacte de cette question, on avait à vaincre de grandes difficultés, dépendant de la contraction variable qu'éprouve un mélange d'eau et d'alcool ; et comme, pour les détermi-

nations commerciales, on ne peut évaluer qu'au volume, et non au poids, les variations de température introduisent encore une donnée nouvelle dans la solution du problème.

On se servait autrefois, en France, de l'aréomètre de Baumé, et dans le commerce on employait celui de Cartier; ils étaient gradués d'après les mêmes principes. Celui de Cartier marquait 10° dans l'eau distillée, et 28° dans de l'esprit de vin, contenant 78 pour 100 d'alcool. Chaque degré était égal à 1/18 de la distance qui sépare ces deux points, et ils indiquaient d'autant moins l'augmentation et la quantité d'alcool que les degrés étaient plus élevés. — Gilpin fit, en Angleterre, une longue série de calculs et d'expériences pour arriver à la solution de cette question; Tralles, à Berlin, étendit les expériences de Gilpin, et publia des tables d'un usage très commode; mais le travail le plus parfait à cet égard est celui de M. Gay-Lussac, intitulé: *Instruction pour l'usage de l'alcoomètre centésimal et des tables qui l'accompagnent.* Ces tables sont construites de telle manière que, lorsque la température de l'eau-de-vie est déterminée, quel que soit d'ailleurs le degré centésimal auquel l'instrument s'arrête, la première table indique combien, pour cent de son volume, l'eau-de-vie contient d'alcool, quand on la mesure à 15°, et de combien 1000 p. d'alcool en volume se dilatent ou se contractent, quand on chauffe ou refroidit l'alcool de manière à l'amener à 15°. Une autre table indique les mélanges qu'il faut effectuer lorsqu'on veut obtenir, par la dilution, l'eau-de-vie d'une certaine force.

Des éthers en général. — On a donné le nom d'éthers à des produits résultant de l'action des acides sur l'alcool. En 1537, *Valerius Codrus* donna un procédé pour préparer de l'éther, qu'il décrivit sous le nom d'huile douce de vitriol. Un grand nombre d'anciens naturalistes, *Boyle*, *J. Newton*, *T. Willis*, *F. Hoffmann*, *Stalh*, *Henket*, *Poot*, etc., ont décrit et obtenu l'éther, mais en employant divers procédés et lui donnant autant de noms.

Ce fut en 1730 qu'un chimiste allemand, *Fobrenius*, l'étudia avec soin, et le premier lui donna le nom d'éther. *Geoffroy*, *Duhamel*, *Hellot*, *Baumé*, *Macquer*, etc., s'en occupèrent ensuite. Un grand nombre de chimistes ont, de nos jours, attaché leurs noms à l'histoire des éthers.

Classification. — On divise les éthers en trois genres; le premier genre ne comprend qu'une espèce, l'éther hydratique, formé de 2 volumes de carbure bihydrique et de 1 volume de vapeur d'eau. On l'obtient par la réaction des acides sulfurique, arsénique, phosphorique, fluoborique sur l'alcool; 2° les éthers du deuxième genre proviennent de la réaction des acides sur l'alcool et sont composés de volumes égaux d'hydrogène bicarboné et de l'acide employé à leur préparation; tels sont les *éthers* des hydracides *chlorhydrique*, *bromhydrique*, etc.; 3° enfin, dans le troisième genre se trouvent les éthers formés d'un acide oxigéné et d'éther hydratique, *éther nitreux*, *acétique*, *oxalique*, etc.

La classification précédente est l'expression de faits. On a voulu chercher à se rendre compte comment les éléments sont combinés dans les éthers. Voici la théorie plus généralement admise. On associe les éléments de l'éther de manière à avoir d'un côté l'équivalent d'oxigène, et de l'autre un radical formé de 4 équivalents de carbone et de 5 équivalents d'hydrogène. Ce radical prend le nom d'*éthyle*, et l'éther sulfurique est l'*oxide d'éthyle*. Alors les éthers du troisième genre sont des combinaisons de l'oxide d'éthyle avec un acide constituant un véritable oxisel, obéissant aux lois ordinaires de ce genre de composés et ne contenant pas d'eau de cristallisation. Les éthers du deuxième genre deviennent, dans cette hypothèse, des combinaisons analogues aux chlorures, aux cyanures, etc. On admet que quand un hydracide agit sur l'éthyle, l'hydrogène de l'acide et l'oxigène de l'oxide d'éthyle se combinent pour former de l'eau, et il reste une combinaison de l'éthyle avec le radical de l'acide (chlorure, iodure, bromure d'é-

thyle). Dans cet ouvrage élémentaire nous devons nous borner à décrire l'éther sulfurique, qui est très employé.

ÉTHER SULFURIQUE (éther hydratique, *oxide d'éthyle*, éther). — C'est un liquide incolore, très fluide, d'une odeur particulière forte et pénétrante; d'une saveur d'abord brûlante puis fraîche; il est neutre, ne conduit point l'électricité et réfracte fortement la lumière. Sa densité à 20° est de 0,713; il bout à 35,66 à une pression de 0,67; à — 31°, l'éther commence à cristalliser; à — 44° il se présente sous forme d'une masse blanche, solide, cristalline. L'éther brûle facilement avec une flamme blanche très étendue; l'eau dissout 1/9 de son poids d'éther; il se mêle en toutes proportions avec l'alcool. L'éther dissout un grand nombre de matières organiques.

Pour obtenir l'éther, prenez : alcool à 36°, 4 p. ; acide sulfurique à 66°, 2 p. Mélangez exactement l'acide avec la moitié de l'alcool dans une terrine ou dans une cruche de grès; versez pour cela l'acide par petites portions sur l'alcool en agitant continuellement. Ayez d'une autre part un appareil composé d'une cornue tubulée en verre, d'une allonge et d'un ballon, ce dernier communiquant avec un serpentin en plomb rafraîchi par un courant d'eau; la cornue sera posée sur un bain de sable. L'appareil ainsi monté, on versera dans la cornue le mélange encore chaud, et on le portera aussi rapidement que possible à l'ébullition; la tubulure de la cornue sera bouchée avec un bouchon de liége donnant passage à un tube en verre effilé à sa partie inférieure, qui plongera dans le liquide jusqu'à 4 ou 5 centimètres du fond; la partie supérieure de ce tube sera recourbée au-dessus du bouchon, sous un angle convenable pour pouvoir s'adapter au moyen d'un tube de caoutchouc à un vase contenant le reste de l'alcool, placé à une certaine distance du fourneau. Ce vase devra porter à sa partie inférieure un robinet qui permette d'introduire à volonté l'alcool dans la cornue. Dès qu'on aura recueilli par la dis-

tillation un volume de liquide égal au quart ou au cinquième environ de l'alcool introduit dans la cornue, on le remplacera en ouvrant le robinet qui fait communiquer le réservoir d'alcool avec la cornue, on règlera le jet d'alcool de manière à ce que l'ébullition ne soit jamais interrompue, et à remplacer aussi exactement que possible le liquide qui distille continuellement. Lorsqu'on aura ajouté ainsi tout l'alcool, et que le produit distillé sera égal aux trois quarts environ de la totalité de l'alcool employé, on arrêtera l'opération et l'on démontera l'appareil. Le produit de la distillation, qui est un mélange d'eau, d'éther, d'alcool, d'acides et d'huile douce, de vin, a besoin d'être rectifié. On y parvient en y ajoutant 15 grammes de potasse caustique à la chaux par litre d'éther; on agite le mélange à plusieurs reprises; après vingt-quatre heures de contact, on sépare par décantation la solution alcaline de l'éther qui la surnage, et l'on distille celui-ci au bain-marie dans un alambic ordinaire. On fractionne les produits; ceux qui marquent moins de 56° sont mis de côté, et rectifiés par une nouvelle distillation à une très douce chaleur.

L'éther est un des médicaments le plus fréquemment employés comme antispasmodiques.

FERMENTATION ACIDE. —On comprend sous le nom de fermentation acide les transformations spontanées des matières organiques en acide acétique. Plusieurs matières peuvent donner ce produit par leur décomposition, mais on n'est point encore certain si on n'a pas souvent pris pour de l'acide acétique ce qui est de l'acide lactique.

THÉORIE DE L'ACÉTIFICATION DE L'ALCOOL. — (*Influence de l'alcool dans l'acétification.*) — Le principe qui paraît jouer le rôle principal dans l'acétification est sans contredit l'alcool. Examinons d'abord les conditions dans lesquelles l'alcool s'acidifie d'une manière incontestable. On a remarqué que le platine en éponge, mais surtout le platine très divisé qu'on obtient par la précipitation chimique de ce métal, lorsqu'on l'humecte d'alcool et qu'il

est placé dans un vase contenant du gaz oxigène, ce gaz est rapidement absorbé et l'alcool est acidifié.

La *vraie théorie de l'acétification de l'alcool* s'explique par une simple oxidation, comme l'avaient admis Rosier et Lavoisier, comme l'avait prouvé Dobereiner, et l'action peut être représentée par la formule suivante, comme je l'ai montré dans un travail spécial. 1 atome d'alcool $C^8 O^2 H^{12} + O^4 =$; 1 atome d'acide acétique $C^4 O^3 H^6 + 3$ atomes d'eau $3 H^2 O$.

Transformation de l'alcool sous l'influence des ferments. — Si l'acétification de l'alcool sous l'influence du platine divisé est très facile, il n'en est pas de même sous d'autres influences. Il est certain, quoiqu'on ait soutenu le contraire, 1° que l'alcool, quelque étendu qu'il soit, ne se transforme pas de lui-même en acide acétique sous l'influence de l'oxigène ; 2° que de l'acide carbonique dissous dans de l'eau alcoolisée ne favorise point cette transformation comme Thompson l'avait annoncé ; 3° qu'un mélange d'alcool étendu et d'acide oxalique ne se transforme point en acide acétique, comme Chaptal l'avait dit dans son Art de faire le vin ; 4° on pouvait croire que les éléments de l'acide malique et de l'acide tartrique, qui disparaissent en partie pendant l'acétification du vin, s'unissaient aux éléments de l'alcool pour produire de l'acide acétique ; mais ni l'acide malique ni l'acide tartrique ne donnent d'acide acétique avec de l'eau alcoolisée ; 5° que les matières organiques azotées fraîches, ou dans cet état particulier de décomposition qui favorise l'acétification du sucre, n'acétifient point l'alcool étendu ; 6° que les matières connues sous le nom de *ferments*, de *levure de bière*, de *mère de vinaigre*, sont également sans action spécifique.

Acétification des liqueurs vineuses. — Si la transformation de l'alcool en acide acétique, sous l'influence des corps organiques, présente des conditions de succès si difficiles à réunir que, dans le plus grand nombre des circonstances, les résultats négatifs sont vrais, il n'est pas moins incontes-

table que dans les liqueurs vineuses l'alcool ne contribue à la formation de l'acide acétique par son oxidation.

Fabrication des vinaigres. — On donne le nom de vinaigre au produit de l'acétification des liqueurs vineuses, et le nombre des vinaigres sera aussi nombreux que celui des liqueurs alcooliques. Ainsi on connaît plusieurs espèces de vinaigres; celui de vin est le meilleur. On fabrique des vinaigres de bière, de cidre, etc. Les circonstances qui doivent surtout être prises en considération, lorsqu'il s'agit de rendre la fermentation alcoolique aussi prompte et aussi complète que possible, sont la température et l'accès de l'air. Ce dernier doit être tel qu'on ne perde pas trop de vinaigre par l'évaporation. La température la plus favorable est celle de 25 à 35°. Voici comme on fabrique le *vinaigre de vin à Orléans*. Dans des tonneaux qui contiennent à peu près 400 litres, on verse 100 litres de vinaigre bouillant, et, quand le tonneau est neuf, on n'y ajoute que huit jours après 10 litres de vin nouveau; huit autres jours après on y verse encore 10 litres, et on continue ainsi jusqu'à ce que les tonneaux soient presque pleins. Tous ces tonneaux présentent à la partie supérieure une ouverture d'environ 54 millimètres de diamètre qu'on ne bouche jamais; on les place ordinairement le plus près possible les uns des autres dans un atelier où l'on ne fait point de feu en été, et que l'on chauffe en hiver de manière à élever la température jusqu'à environ 20°. Quinze jours après la dernière addition de vin le vinaigre est fait. On n'en retire que la moitié et on ajoute à la moitié restante 10 litres de vin tous les huit jours. Un Anglais, nommé John Ham, fabrique le vinaigre d'une manière beaucoup plus expéditive; il augmente considérablement la surface mise en contact avec l'air, résultat auquel on arrive en faisant couler la liqueur, qui s'acidifie sur des faisceaux de branchages renfermés dans des tonneaux. La moitié supérieure de ceux-ci est remplie de fagots d'où la liqueur tombe en gouttes dans la partie inférieure; à l'aide

de pompes on la fait alors remonter sur les fagots et on continue ainsi jusqu'à ce que l'acidification soit achevée. Quinze à vingt jours suffisent à cet effet. En Allemagne on a perfectionné ce procédé. On mêle, d'après M. Mitscherlich, 2 à 3 p. d'eau avec 1 p. d'alcool et avec le suc exprimé de topinambours ou de betteraves (comme ferment). Un filet continuel de ce mélange est conduit dans un tonneau rempli de copeaux qui, pour commencer, ont été trempés dans du vinaigre fort. Le liquide étant uniformément répandu sur les copeaux, il se convertit, pour ainsi dire, tout entier en surface et absorbe l'oxigène de l'air avec une telle rapidité que la température, dans l'intérieur du tonneau, se maintient à 30°. Aussi faut-il avoir soin que l'air se renouvelle à mesure qu'il perd son oxigène. L'acidification est opérée en vingt heures, et un filet de vinaigre sort continuellement du tonneau.

Conservation du vinaigre.—Il se forme dans le vinaigre conservé dans des vases débouchés des animaux infusoires dont les générations successives altéreraient la qualité du vinaigre. On remarque qu'ils pullulent d'autant plus que le vinaigre est plus faible, et qu'ils finissent par l'altérer complétement. Ces animaux doivent donc être tués. A cet effet, on fait passer le vinaigre à travers un tuyau d'étain, tourné en spirale, et entouré d'eau à 100°. Les infusoires périssent par la chaleur. Il ne s'agit plus que de filtrer ce vinaigre.

Détermination de la richesse acétique du vinaigre.—Le vinaigre qu'on trouve dans le commerce contient toujours des quantités variables d'acide acétique. Sa pesanteur spécifique n'apprend rien sur sa force, parce que les autres corps dissous dans la liqueur contribuent à en augmenter la densité, et que l'acide acétique ne pèse pas beaucoup plus que l'eau. On est donc obligé, pour connaître la force du vinaigre, d'avoir recours à la saturation par un alcali. On regarde comme étant de bonne qualité du vinaigre qui exige pour sa neutralisation 7 pour 100 de son poids de

carbonate de potasse anhydre, tandis que le vinaigre qui est saturé par 5 1/2 à 6 pour 100 d'alcali est réputé de qualité médiocre. La manière la plus simple de déterminer la richesse d'un vinaigre consiste à se servir d'ammoniaque caustique, d'une densité ou d'un titre connus. Après avoir ajouté à cette ammoniaque une quantité de tournesol suffisante pour lui donner une teinte bleue prononcée, on en verse une mesure déterminée dans un tube gradué, et on y ajoute de petites portions du vinaigre qu'on essaie, jusqu'à ce que la couleur bleue de la liqueur ait passé au rouge. La graduation du tube fait alors connaître le volume du vinaigre employé, et la quantité de l'ammoniaque saturée indique la quantité d'acide acétique contenue dans ce volume de vinaigre. Du vinaigre faible peut être rendu plus fort par la congélation; l'eau se congèle, et il reste un liquide plus concentré qu'on sépare. Néanmoins, la partie congelée contient aussi du vinaigre. La meilleure manière d'opérer consiste à faire congeler le vinaigre de haut en bas, et à enlever de temps à autre la croûte congelée.

Falsification du vinaigre. — Quelquefois on falsifie le vinaigre avec des acides minéraux. Cette fraude peut déjà être découverte par la saveur d'un pareil vinaigre et l'action qu'il exerce sur les dents, et qui produit une sensation particulière, comme le font ces acides. Pour constater la présence de l'acide sulfurique, on verse dans le vinaigre un sel barytique qui forme avec l'acide sulfurique un précipité insoluble dans l'acide hydrochlorique. On reconnaît la présence de l'acide nitrique en versant dans le vinaigre quelques gouttes d'acide sulfo-indigotique, qui perd à l'instant même sa couleur bleue et passe au jaune. Enfin, si le vinaigre contient de l'acide hydrochlorique, le nitrate argentique y fait naître un précipité insoluble dans l'acide nitrique. Il est bon d'ajouter que le vinaigre contient assez souvent du tartre; mais le précipité produit dans ce cas par les sels barytiques ou argentiques se dissout dans les acides. Suivant Kühn, tout vinaigre qui contient même

une quantité très petite d'un acide minéral est troublé par une dissolution antimonico-potassique. On assure que le vinaigre est quelquefois falsifié avec des matières végétales âcres, telles que le *capsicum annuum*, le *daphne mezereum*, etc. Un pareil vinaigre, saturé par un alcali, conserve une saveur âcre qui permet aisément de reconnaître ces substances étrangères.

Distillation du vinaigre. — Pour débarrasser le vinaigre des matières étrangères qu'il peut contenir, on le distille dans un vase de cuivre muni d'un réfrigérant en étain. L'acide acétique étant moins volatil que l'eau, celle-ci passe presque seule au commencement de la distillation. On jette une quantité du liquide distillé en premier lieu, égale à peu près au quart du volume du vinaigre distillé, et on recueille la liqueur, qui passe ensuite jusqu'à ce qu'elle commence à devenir empyreumatique. Vers la fin de l'opération, il reste une masse extractiforme très acide, qui devient facilement empyreumatique. Pour prévenir cet inconvénient, on prescrit de mêler le vinaigre dans l'alambic avec 1/8 de son poids de charbon de bois menu, bien calciné. Si, malgré cette précaution, le vinaigre distillé avait une saveur empyreumatique, on pourrait l'en débarrasser au moyen d'une petite quantité de charbon animal.

Le vinaigre distillé est incolore; mais il ne possède pas l'odeur et la saveur pure, fraîche et acide dont jouit le vinaigre non distillé. Cela tient à ce que le vinaigre contient un peu d'éther acétique, qui se vaporise au commencement de la distillation avec l'eau qu'on jette; en outre, il distille en même temps un corps volatil, particulier, qui n'a pas encore été examiné, et auquel ce vinaigre doit le goût particulier qui le distingue du vinaigre non distillé. Quand on sature l'acide distillé par un alcali, et qu'on évapore la liqueur, ce corps est peu à peu détruit par l'action de l'air, et il colore alors la liqueur d'abord en jaune, puis en brun.

FERMENTATION PUTRIDE. — On connaît sous le nom de *fermentation putride*, *érémacausie*, ou *putréfaction*,

la dernière altération spontanée des matières organiques.

On regarde généralement le phénomène de fermentation putride comme une simple désorganisation des matières organisées soumises aux influences de l'eau et de la chaleur; mais le phénomène est loin d'avoir cette apparente simplicité, cette fermentation putride s'accompagne toujours de développement d'êtres microscopiques divers dont les générations se succèdent avec une prodigieuse activité, et il est extrêmement probable que la plupart du temps la décomposition spontanée d'une matière organisée a pour point de départ l'apparition de ces êtres microscopiques, que je viens de mentionner. Loin de voir dans la fermentation putride un simple phénomène de désorganisation, il est plus philosophique de le considérer comme une ère d'une organisation nouvelle. Quand la vie a abandonné une matière organisée, on dirait qu'elle ne peut être spontanément détruite que par une organisation nouvelle. Vouloir prétendre que tous les phénomènes de fermentation putride doivent être rapportés à des actions vitales, c'est, à n'en pas douter, aller trop loin; mais je regarde comme incontestable que les moteurs de la décomposition putride sont ces êtres microscopiques qui pullulent aussitôt que la vie a abandonné une matière organisée, et qu'il se trouve de l'eau, de l'air et de la chaleur.

Les phénomènes que présente la désorganisation des principes immédiats organisés par la vie sont aussi nombreux que sont variés les produits qui en résultent. Ces principes n'ont pas tous la même tendance à subir cette transformation, dont l'eau, l'air et le calorique sont toujours les agents principaux. Les acides végétaux puissants, les alcalis végétaux, les résines, les huiles grasses et volatiles, les savons n'entrent pas en putréfaction, selon M. Berzélius; cependant, il est quelques exceptions; une solution d'acide tartrique se décompose rapidement. M. Braconnot a aussi observé la décomposition spontanée des acides malique et oxalique; mais les corps qui, outre l'oxigène,

l'hydrogène, le carbone, renferment de l'azote, se putréfient très facilement. La putréfaction, qui ne s'opère pas à 0°, commence de 6 à 7°; de 15 à 18°, elle s'établit promptement, et de 20 à 30°, elle se détermine et continue avec une grande rapidité. Une fois que la putréfaction est commencée, elle se propage avec rapidité; ce qui peut faire croire que les produits qui en résultent sont également doués de la propriété d'exciter une réaction semblable à celle qui en détermine la formation.

Les corps organisés qui se pourrissent à l'air absorbent l'*oxigène*, mais ne le retiennent que rarement; car, selon M. Saussure, ils dégagent toujours un volume de gaz acide carbonique égal à celui de l'oxigène absorbé. Quand l'air ne frappe pas tous les points des corps organiques, la surface présente d'autres phénomènes que l'intérieur de la masse. Aux endroits où l'air est en contact avec la matière organique, tout est oxidé; le carbone est converti en acide carbonique, l'hydrogène en eau et l'azote en acide nitrique, quand il rencontre une base pour s'y unir; mais quand l'oxigène n'a pas ou n'a qu'un contact incomplet avec la matière organique qui se putréfie, l'hydrogène se combine avec le carbone, l'azote et le soufre, et le phosphore quand ces corps organiques en contiennent; et de là résultent ces gaz fétides, produits ordinaires de la putréfaction des matières animales. Avant de se résoudre en ces composés ultimes, il paraît certain que les matières organiques passent par divers états intermédiaires; mais jusqu'à présent aucun chimiste ne s'est occupé à déterminer d'une manière spéciale les changements chimiques qui accompagnent la putréfaction. Les produits de ces décompositions peuvent acquérir des propriétés délétères particulières. MM. Leuret et Lassaigne ont constaté cet effet en injectant des liquides putrides dans les veines. On a, en outre, observé que plusieurs aliments devenaient des poisons en s'altérant.

Nous allons chercher à apprécier le rôle que jouent l'air,

l'eau et les agents impondérables dans la décomposition spontanée des matières organiques.

La *lumière solaire* exerce une action évidente sur les matières organiques privées de vie. Notre observation journalière nous prouve qu'il est un grand nombre de couleurs qui sont détruites ou altérées; mais les expériences de MM. Gay-Lussac et Thénard semblent prouver qu'il faut en même temps le contact de l'air et de l'humidité. La lumière n'agit qu'en favorisant la décomposition; son action paraît se rapprocher de celle de la chaleur de 100.

Le *calorique* est un des agents indispensables de la décomposition spontanée des matières organiques. Au-dessous de 0 tout reste stationnaire; aucune décomposition, et suivant la marche de la température les produits varieront, et pour le nombre et pour la nature. Au-dessus de 100° l'action décomposante du calorique est des plus énergiques; mais elle appartient à un autre ordre de phénomènes.

L'*électricité* modifie d'une manière remarquable, les produits de la décomposition spontanée des matières organiques. En plaçant des matières organiques altérables sur des métaux différents, ces matières seront constituées dans un état électrique différent, par le seul fait du contact, et, suivant la quantité d'électricité développée, la décomposition sera plus ou moins retardée, et les produits de la décomposition différeront entre eux d'une manière très notable. J'ai mis des liqueurs fermentescibles dans des vases de différente nature, et le terme de la fermentation a été excessivement retardé dans quelques uns; ainsi, quand la fermentation commençait dans le verre, après deux heures, elle ne s'établissait dans le cuivre et dans le laiton qu'après huit jours d'une température de 20°. Le lait qui se coagulait après deux jours, dans des vases de porcelaine et de plomb, était encore entièrement homogène, après six jours, dans des vases de zinc ou de cuivre.

L'*eau* favorise la décomposition spontanée des corps organisés, en dissociant les éléments organiques qui les com-

posent, en facilitant la réaction des principes immédiats les uns sur les autres. On connaît ce vieil adage de la chimie : *Corpora non agunt nisi sint soluta ;* et c'est particulièrement à la décomposition spontanée des matières organiques qu'il peut s'appliquer.

L'*oxigène* est le principe de l'*air* qui joue le rôle le plus remarquable dans la putréfaction. Nous avons déjà vu que les fermentations alcooliques ou acides ne s'établissaient pas sans son concours ; nous avons apprécié précédemment son influence dans la putréfaction. Il nous reste à parler des moyens que l'industrie possède pour mettre les matières organiques qu'elle emploie à l'abri des décompositions putrides.

CONSERVATION DES MATIÈRES ORGANIQUES. — *Conditions de conservation.* — Les corps organiques les plus altérables peuvent se conserver indéfiniment si une seule des conditions suivantes manque : 1° une température au-dessous de 5° ; 2° la présence de l'eau ; 3° la présence de l'oxigène. Ainsi, pour éloigner la putréfaction, il suffira : 1° ou de placer les corps que l'on voudra conserver dans un milieu au-dessous de 0 ; 2° ou de les dessécher complètement ; 3° ou de les placer dans un milieu privé d'oxigène. On peut aussi employer des corps qui entrent en combinaison avec la matière organique et qui forment avec elle une combinaison imputrescible. La première condition est très difficile à remplir artificiellement ; dans nos climats tempérés on avait essayé de transporter du poisson dans la glace, mais cette spéculation, qui repose sur un principe vrai, n'a pas réussi. La seconde condition se remplit beaucoup plus facilement. On dessèche des plantes et des parties pour les conserver. Plusieurs moyens sont employés pour arriver à ce but : 1° la dessiccation au soleil, à l'étuve, par la pression, dans le vide ; on a desséché avec succès de la viande par ces moyens réunis ; 2° les corps qui peuvent absorber l'eau sans communiquer aucune mauvaise qualité au produit, et parmi ces corps les plus heureusement em-

ployés sont le sel et le sucre. On aide l'emploi de ces moyens par une dessiccation préalable. On conserve de la morue et des harengs au moyen du sel. On y a, dans quelques cas, substitué le sucre avec beaucoup d'avantages, pour la conservation des poissons. Mais il n'est pas bien prouvé que le sel ne fasse que s'emparer de l'eau ; il peut former avec les matières organiques une combinaison imputrescible, de même que plusieurs acides ou autres sels, et comme eux il peut utilement s'opposer au développement des productions d'êtres microscopiques moteurs de la fermentation putride. 3° La conservation dans un milieu dépourvu de gaz oxigène est sans contredit le moyen le plus parfait; mais cette condition ne peut pas toujours être remplie d'une manière complète. S'il s'agit de matières sur lesquelles l'oxigène de l'air ait déjà réagi et que l'action décomposante ait commencé, on a beau priver ces corps organiques de la présence de l'oxigène, la putréfaction qui a commencé continue toujours ses périodes. On doit encore observer que les matières organiques contiennent dans leurs interstices de l'air atmosphérique dont il est très difficile de les débarrasser complétement, et cet air suffit pour déterminer la putréfaction.

Boucanage. — Très souvent on ne se contente pas de saler les viandes et les poissons, mais on les dessèche encore en les exposant à la fumée. L'art de *fumer* ou de *boucaner* les viandes a été porté, à Hambourg, à une telle perfection que les autres nations n'ont pu l'atteindre, et le *bœuf fumé de Hambourg* jouit partout de la plus grande réputation. Cet art est cependant assez simple, puisqu'il consiste à exposer, pendant quatre ou cinq semaines, les viandes dépecées, salées et suspendues dans une chambre, à l'action de la fumée produite par des copeaux de chêne très secs. Le *saurage* du hareng est une opération semblable : seulement on suspend les poissons salés dans des espèces de cheminées faites exprès, appelées *roussables*, et où l'on fait un petit feu de menu bois, qu'on ménage de

manière à ce qu'il donne peu de flamme et beaucoup de fumée. On laisse le hareng jusqu'à ce qu'il soit entièrement sauré ou sec et enfumé. Vingt-quatre heures suffisent pour cette opération. Dix à douze milliers de harengs peuvent être saurés à la fois. Ce genre d'industrie est très étendu en Hollande ; cette nation vend, chaque année, aux autres peuples pour plus de 60 millions de francs de harengs *blancs* ou *salés*, et de harengs *rouges* ou *saurs*, *saurés* ou *fumés*.

La découverte du mode de préparer et d'encaquer le hareng fut faite dans le milieu du XVe siècle, par un pêcheur nommé Beuckels. Ce fut une invention d'une importance sans égale pour la Hollande, qui accrut par elle sa richesse et sa puissance, et pour les peuples chrétiens, qui purent se procurer ainsi, pendant le carême, un aliment économique. L'empereur Charles-Quint se trouvant, en 1596, à Biervliet, où Beuckels avait été enterré, alla visiter son tombeau, et lui fit élever un monument magnifique.

Procédé d'Appert. — Le moyen le plus parfait pour conserver les aliments frais est celui proposé par Appert ; il repose sur les principes suivants : 1° les matières qui ont déjà absorbé l'oxigène de l'air et sont devenues ferment perdent cette propriété si on les expose à 100°, et elles ne la reprennent que par une nouvelle absorption de gaz oxigène ; 2° les matières organiques placées dans un vase hermétiquement clos absorbent à 100° tout l'oxigène contenu dans ce vase sans devenir ferment. Voici comme Appert opère. Il remplit, par exemple, entièrement un flacon de pois verts frais, le bouche hermétiquement, le ficelle, et goudronne le bouchon ; il place ensuite le flacon dans un pot d'eau, qu'il chauffe jusqu'à l'ébullition. Pendant qu'on les chauffe, les pois absorbent l'oxigène de l'air contenu dans le flacon, qui n'est plus remplacé par l'oxigène extérieur. Les pois se conservent sans altération pendant toute une année. Mais si le bouchon ne ferme pas hermétiquement, l'air pénètre dans le flacon, s'y renouvelle et détermine

promptement la putréfaction des pois, qui répandent alors une odeur infecte. On peut, par le même moyen, conserver des matières végétales et animales. Il suffit pour cela de les placer dans des vases hermétiquement fermés, et de les y chauffer lentement jusqu'à 100° pendant un temps variable et selon les substances.

M. Bérard avait conseillé l'emploi du gaz azote pour conserver les fruits; on obtient ce gaz en plaçant de l'hydrate d'oxide ferreux dans des vases contenant ces fruits. Cet oxide s'empare de l'oxigène de l'air, et l'azote reste libre; mais l'oxigène contenu dans ces fruits réagit sur eux, et après quelques jours l'altération commence; sa marche est singulièrement ralentie, mais les fruits perdent leur apparence; il n'est pas douteux que l'action vitale continue malgré l'absence d'oxigène, et ne contribue à l'altération.

L'emploi du *deutoxide d'azote*, conseillé par Priestley, et qui a le même résultat que le protoxide de fer, est très avantageux; mais ce moyen n'est guère exécutable en grand, car la viande prend une couleur rouge, et souvent une saveur étrange.

Tannage des peaux. — On conserve les peaux des animaux, et on les rend propres à plusieurs usages économiques par certaines préparations dont voici le précis d'après M. Berzélius. Le *tannage* a pour but de préparer le cuir de semelle avec les peaux les plus épaisses, et le cuir d'empeigne avec celles qui le sont moins. Pour l'accomplir on ramollit les peaux dans une eau courante, puis on les dépouille du tissu cellulaire et de tout ce qui peut encore adhérer à leur face interne, en les raclant avec un couteau de forme particulière. Cette opération terminée, on les plonge dans un mélange d'eau et d'hydrate de chaux, et on les y laisse séjourner jusqu'à ce que les poils et l'épiderme se détachent; après quoi on les ramollit, soit dans de l'eau pure, soit, ce qui vaut mieux, dans de l'eau à laquelle on a ajouté de l'acide acétique, du vinaigre de bois ou de l'eau de goudron, soit enfin, à défaut de ces substances,

dans de l'eau qu'on a fait passer à la fermentation acétique en y délayant du son. A mesure que l'acide pénètre la peau, celle-ci gonfle, motif pour lequel l'opération est désignée sous le nom de *gonflement des peaux*. Lorsque les peaux sont suffisamment gonflées, on les dispose, couche par couche, dans de grandes fosses, avec la substance végétale chargée de tannin et moulue ; on verse dessus de l'eau qui extrait le tannin ; celui-ci entre ainsi en contact avec les peaux, qui l'absorbent, sans que l'air puisse agir sur lui, et le convertir en apothème. Le premier liquide dont on se sert pour tanner ne doit pas être trop concentré, parce qu'autrement la surface de la peau serait surchargée de tannin, qui ne pourrait plus ensuite pénétrer dans l'intérieur de la peau. De temps en temps on stratifie les peaux avec de nouvelle matière tannante, et, pour terminer, on verse dessus une forte infusion de la même substance végétale. Plus la concentration du tannin dans le liquide se fait lentement et plus elle est forte en terminant, plus aussi le cuir devient solide et de bonne qualité.

H. Davy a trouvé que 100 parties de peaux de veau, tannées dans une infusion concentrée de noix de galle, avaient acquis 64 parties en poids, et qu'elles avaient augmenté de 34 dans une infusion concentrée d'écorce de chêne, de 17 dans une infusion étendue de cette même écorce, de 54 dans une infusion concentrée, et de 15 dans une infusion étendue d'écorce de saule, enfin de 19 dans une dissolution de cachou. Cette dernière matière donnait en même temps une couleur brune à la peau de veau. En général, on admet que le bon cuir de semelle contient 0,4 de son poids de tannin. Le temps nécessaire pour un tannage complet varie suivant l'épaisseur de la peau et une multitude d'autres circonstances ; il s'étend depuis quelques mois jusqu'à une année et demie. On l'a beaucoup raccourci dans ces derniers temps en cousant ensemble plusieurs peaux de manière à en faire un réservoir qui ne laisse point échapper l'eau, remplissant la cavité de ma-

tières végétales contenant du tannin, et versant dessus de l'eau, qu'une haute colonne de liquide tient soumise à une pression continuelle. L'eau filtre ainsi à travers la peau, dans l'intérieur de laquelle elle dépose le tannin. Cette méthode, que l'on vante beaucoup, a été imaginée par Spilsbury. Lorsqu'on se sert d'écorce de chêne, le côté extérieur de la peau se couvre d'acide pectique, qui est contenu dans l'écorce en combinaison avec du tannin, et que la substance de la peau dégage de ce dernier.

Le cuir a une teinte jaune ou de jaune brun. Le cuir noir doit sa couleur à une dissolution de sulfate ferreux, qui produit peu à peu du noir avec le tannin. On le rend mou et flexible en l'enduisant de graisse et d'huile. Le cuir destiné à être ciré est rendu uni et noirci du côté de la chair. Le maroquin est mordancé et teint de diverses couleurs, en rouge, en jaune, en bleu ou en vert. On teint le rouge avant et les autres après le tannage.

L'*art du mégissier* consiste à plonger les peaux minces dans une dissolution d'alun et de sel commun, après les avoir écharnées et débourrées. Ces sels se décomposent mutuellement, de manière qu'il en résulte du sulfate sodique et du chlorure aluminique, dont le dernier se combine avec le tissu cutané, qui devient par là inaltérable à l'air. Le sel aluminique, qui se combine avec la peau, est probablement avec excès de base, tandis qu'il reste un sursel dans la liqueur.

Le *chamoisage* a pour but de rendre la peau molle et flexible en l'empreignant de graisse, sans faire subir aucun changement à son tissu, mais après l'avoir débarrassée de l'eau qu'elle contenait. La peau dont on se sert pour faire les gants ordinaires a été chamoisée : aussi est-elle facile à ramollir dans l'eau, et à convertir en colle par la coction. On commence depuis peu à tanner légèrement les peaux dans une infusion d'écorce de saule, avant de les chamoiser; c'est ce qu'on nomme le *tannage à la danoise*.

EMBAUMEMENT DES CADAVRES. CONSERVATION DES

PIÈCES D'ANATOMIE. — Les sels métalliques conservent encore mieux que le chlorure de sodium ; mais plusieurs d'entre eux, et ceux précisément qui écartent le mieux la putréfaction, se combinent avec la substance animale, qui dès lors ne peut plus être employée à titre d'aliment ; c'est ce qui n'arrive point avec le chlorure de sodium. De tous les sels métalliques, le bichlorure de mercure et le sulfate ferrique, dissous dans l'eau, sont les plus efficaces. Ces dissolutions garantissent de la putréfaction, non seulement les substances qu'on y laisse séjourner, mais encore celles qui n'y sont restées plongées que pendant quelque temps, et qu'on peut en retirer sans qu'elles pourrissent ensuite, même en demeurant humides. Le conseil qu'on a donné dans ces derniers temps d'avoir recours à des dissolutions de sulfate ferrique pour conserver les préparations zoologiques et anatomiques, peut bien être adopté pour des parties découvertes et complétement accessibles au liquide ; mais cette méthode ne saurait être appliquée à des animaux entiers ou à des parties dont la structure empêche le liquide de pénétrer dans leur intérieur, qui alors pourrit et dégage des gaz qui font gonfler, et enfin crever la pièce qu'on voulait conserver.

Plusieurs solutions acides, *ex.* : sulfurique, nitrique, phosphorique, un grand nombre de sels jouissent encore de la propriété de s'opposer à la putréfaction ; mais aucun n'est aussi énergique que le chlorure mercurique.

Embaumement des cadavres. — Cet art est resté longtemps dans l'enfance, par suite de la fausse idée qu'on s'était faite que la conservation des momies égyptiennes était due à l'imprégnation des corps de résines et de matières aromatiques ; mais il paraît certain qu'ils employaient comme principe essentiel le produit de la distillation des matières organiques. Rien en effet ne peut être placé, comme antiseptique, au-dessus du vinaigre de bois distillé conservant encore de l'huile empyreumatique. Cette propriété a été

découverte par Monge, et tient véritablement du prodige.

Créosote. — Le vinaigre de bois empyreumatique, de même que la fumée et la suie, doivent leurs propriétés antiseptiques à une substance huileuse empyreumatique que Reichenbach, chimiste allemand, a découverte en 1833, et à laquelle il a donné le nom de *créosote.* Les viandes fraîches, plongées dans la dissolution aqueuse de la créosote, puis retirées au bout d'une demi-heure, et séchées, peuvent être exposées à la chaleur du soleil sans entrer en putréfaction; elles se durcissent dans l'espace de huit jours, prennent une odeur agréable de viande fumée, et la couleur passe au rouge brun. On conserve de même les poissons. La créosote a une consistance huileuse, une odeur pénétrante, une saveur caustique et brûlante; elle a été préconisée comme un remède infaillible contre les maux de dents; malheureusement elle n'est point un spécifique; elle ne vaut guère mieux que l'huile volatile de girofle et les autres caustiques qu'elle a remplacés.

Procédé Gannal. —Pour conserver les cadavres, M. Gannal a employé avec beaucoup d'avantage l'acétate d'alumine à 18° de concentration. 5 à 6 litres d'acétate d'alumine, injectés par l'une des artères carotides dans un cadavre, suffisent pour le préserver de la putréfaction pendant six mois environ. Avec 1 kilogr. de sulfate simple d'alumine, 250 gram. d'acétate de plomb et 2 litres d'eau, on obtient la dose du mélange nécessaire pour conserver un cadavre pendant quatre mois. On peut garantir pendant deux mois un cadavre de la décomposition putride en employant le sulfate simple d'alumine à la dose de 1 kilogr. pour 4 litres d'eau. L'Académie des sciences, après s'être convaincue de l'efficacité des procédés de M. Gannal, lui a décerné un prix de 8,000 francs.

FIN DE LA CHIMIE.

TABLE DES MATIÈRES.

PREMIÈRE PARTIE.

CHIMIE INORGANIQUE.

DEUXIÈME PARTIE.

CHIMIE ORGANIQUE.

FIN DE LA TABLE DES MATIÈRES.

